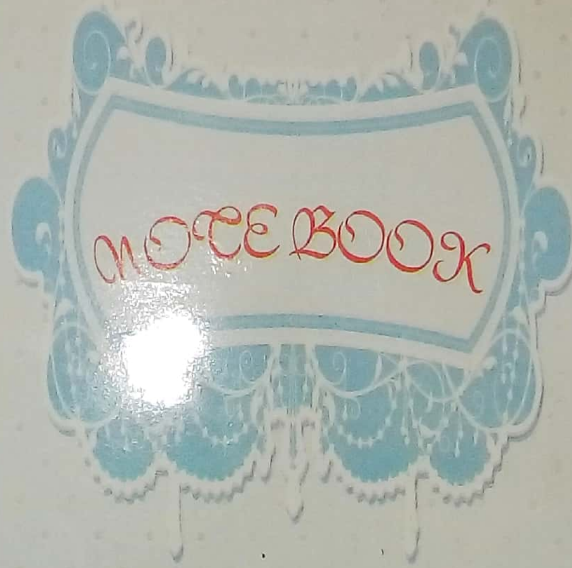
الدين أشرف جمال محمد.

ك ا

د/ربيع



نور الدين أشرف جمال محمد
كلية علوم _ القاهرة
أولى _ فيزياء _ رياضة
مجموعة [٤]

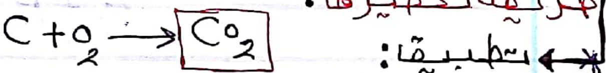
«مفاهيم هامة»

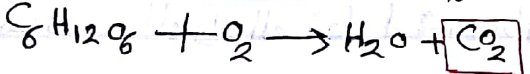
* الإتحاد الكيميائي: هو إختلاف خواص المواد المتفاعلة عن خواص المواد الناتجة.

* المُرَكَّب: يتكون من عدة عناصر متحدة مع بعضها اتحاد كيميائي بنسب ثابتة.

* قانون النسب الثابتة: يتكون المركب الكيميائي من عدة عناصر متحدة مع بعضها اتحاد كيميائي بنسب ثابتة مهما إختلفت طريقة تحضيرها.

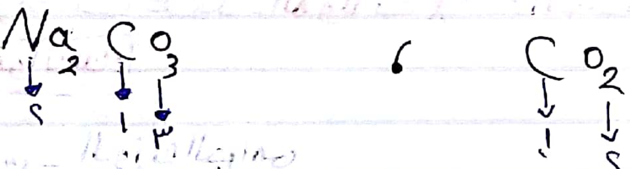
* تطبيقاً:





[لاحظ إختلاف طريقة التحضير].

* الصيغة الكيميائية: توضح (١) نوع و (٢) عدد العناصر المكونة للمركب الكيميائي.



* الوزن الجزيئي لمركب: مجموع الأوزان الذرية للعناصر المكونة للمركب.

مثال: إحسب الوزن الجزيئي لكلوريد الصوديوم $NaCl$.

الحل: الوزن الجزيئي $= (1 \times 23) + (1 \times 35.45) = 58.5$

> لاحظ: المول من المركب هو الوزن الجزيئي بالجرام.

أي أن المول من $NaCl$ = 58.5 g جرام.

مثال: كم مول في ٨٠ جرام من هيدروكسيد الصوديوم. $NaOH$

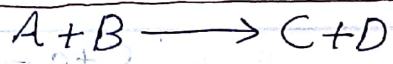
الحل:-

عدد المولات = $\frac{\text{الوزن الجرامي}}{\text{الوزن الجزيئي}}$ ← [معطى بالمسألة].

$= \frac{80}{40} = 2$ #

← ((المعادلة الكيميائية)):-

* مواد متفاعلة ← مواد ناتجة



$A + B \longrightarrow C + D$

قانون حفظ المادة: عدد مولات المواد المتفاعلة يساوي عدد مولات المواد الناتجة.

• عدد الجزيئات = عدد المولات × عدد أفوجادرو

خلاصة القوانين:

[1] عدد المولات = $\frac{\text{الوزن الجرامي}}{\text{الوزن الجزيئي}}$.

[2] عدد الجزيئات = عدد المولات × عدد أفوجادرو

[3] " الذرات = عدد الذرات في الجزئ الواحد × عدد الجزيئات.

لاحظ:-

← عدد الجزيئات ∝ عدد المولات

← عدد الذرات ∝ " الجزيئات

∴ عدد الذرات ∝ عدد المولات (يتناسب مع)

مثال: إحسب عدد ذرات الصوديوم في ٣١٨ جرام من Na_2CO_3.

الحل

عدد الذرات = عدد الجزيئات (٣١٨) × عدد الذرات في الجزئ الواحد (٢)

$= 318 \times 2$ #

---

* محاضرة (٢):- (إستخدام المعادلات الكيميائية الموزونة في حساب الكيمياء):-

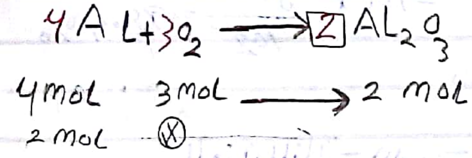
مثال: إحسب عدد جرامات الأكسجين اللازم للتفاعل مع ٥٤ جم الومنيوم. ، ثم إحسب عدد مولات اكسيد الالومنيوم الناتج. $Al = 27$ ، $O = 16$

الحل:

$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2\,Al_2O_3$

4 mol   3 mol ⟶ 2 mol

2 mol   ⊗



* عدد مولات الألومنيوم في ٥٤ جم = $\frac{\text{الوزن الجرامي}}{\text{الوزن الجزيئي}} = \frac{54}{27} = 2$ مول

- عدد مولات O_2 اللازمة للتفاعل = $\frac{2 \times 3}{4} = 1.5$ mol

* عدد " " = $\frac{\text{الوزن الجرامي}}{\text{الوزن الجزيئي}}$

$1.5 = \frac{\text{الوزن الجرامي}}{(2 \times 16)}$

∴ عدد جرامات O_2 اللازمة هي = $1.5 \times 32 = 48$ جم O_2



$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$



4 mol   3 mol   2 mol

2 mol $\longrightarrow$ (X)

$X = \frac{2 \times 2}{4} = 1\ mol$

عدد المولات = $\frac{\text{الوزن الجرامي}}{102}$

الوزن الجرامي = $102 = 1 \times 102$

* ملحوظة :

$$yield = 100 \times \frac{80}{102} = 78.4\%$$

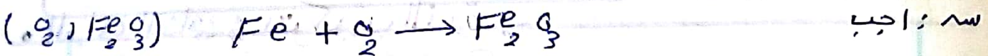
(مثلاً)

yield ← نسبة الناتج

← = $\frac{\text{الوزن الناتج (العملي)}}{\text{" النظري}} \times 100$

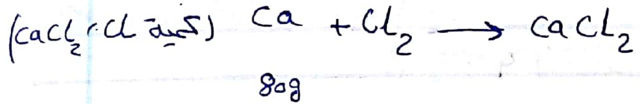
ملحوظة: نهاية التفاعل تعتمد على كمية المواد المتفاعلة الأقل

س: اجب



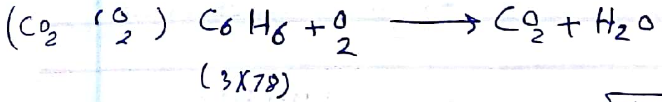
(O_2, Fe_2O_3) $Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$

112gm



$(CaCl_2, Cl$ كمية$)$ $Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$

80g



(CO_2, O_2) $C_6H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

(3×78)

الحل

D.R: Light

• الباب الثانى : تركيب الذرة :-

* الدراسات التى أدت إلى معرفة مكونات الذرة :-

⟸ دراسة أشعة المهبط :-

أنود (+) — كاثود (-) — أنبوبة مفرغة من الهواء — فرق جهد كبير

① اشعة تخرج من المهبط فى خطوط مستقيمة عمودية على سطح المهبط
② تحمل شحنات سالبة (تنجذب للقطب الموجب)
③ تدير عجلة دوارة لو وضعت فى مسارها لذا فهى كتلتها خفيفة
④ لا تعتمد على نوع مادة المهبط ، لذلك فهى مكون أساسى لجميع الذرات ، سميت بالإلكترونات

* كتلة الإلكترون = 9.11×10^{-28} ج
* شحنة " = 1.6×10^{-19} كولوم

← أشعة القناة الموجبة :

مصعد (+) — مهبط (-) — فتحات — فرق جهد عال

← اشعة قد تخرج من خلال الفتحات كقنوات

تكون وميض مع فوسفيد الزنك

الخواص : ① اشعة تخرج من المصعد عمودية على سطحه وتسير فى خطوط مستقيمة .
② تدير عجلة دوارة لو وضعت فى مسارها .
③ تحمل شحنات موجبة
④ تعتمد على مادة المصعد ، وان اصغر كتلة لها هى نواة ذرة H_2 ، وجميع العناصر الاخرى مضاعفات لها (نواة H_2) ، وسميت بالبروتونات

* كتلة البروتون = 1.672×10^{-24}

ك (ب)	ك (إلكترون)
9.11×10^{-28}	1.672×10^{-24}
١٨٣٦	÷ ١

١ بروتون = ١٨٣٦ الكترون

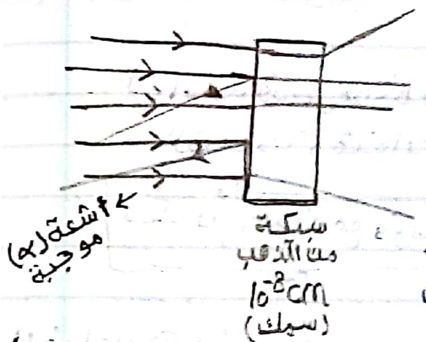
ش . (إ) = ش (ب) = 1.6×10^{-19}

مع الإختلاف فى الإشارة .

* محاضرة (٣) :-

← رذرفورد :—

لاحظ : الأشعة عبارة عن أنوية ذرات هيليوم (He).



← خطوات التجربة : شريحة من الذهب تم قذفها بأشعة ألفا فحدث انعكاس وانحراف وانكسار للأشعة.

← المشاهدة : ① معظم الأشعة تمر فى خطوط مستقيمة
② انعكاس بعض الأشعة.
③ انحراف بعض الأشعة.

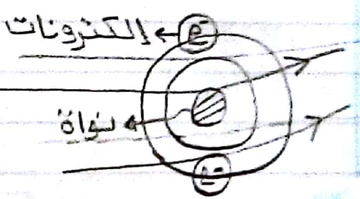
← الاستنتاج : ① معظم الذرة عبارة عن فراغ.
② تتركز كتلة الذرة فى النواة ، وعندما تصطدم بها الأشعة تنعكس تماماً.
③ عندما تقترب الأشعة من النواة أو الإلكترونات يحدث لها انحراف عن مسارها (إما بالتجاذب أو بالتنافر).

(لاحظ)

← عند مرور الأشعة فى المستويات تمر فى خطوط مستقيمة

← عند مرورها داخل بالقرب من النواة يحدث لها انحراف تنافر.

← عند مرورها قرب (e^-) يحدث انحراف تجاذب



---

* نظرية رذرفورد :

① معظم الذرة عبارة عن فراغ.
② تدور الإلكترونات فى مسارات دائرية حول النواة.
③ تتركز كتلة الذرة فى النواة [بروتونات + نيترونات].

* ما كسويل : أى جسم يدور حول شئ يفقد طاقته بمرور الزمن.

← ملحوظة هامة :



> فى حالة قوة الطرد المركزية = قوة الجذب
> ∴ الإلكترون يدور فى مدار ثابت.

* نظرية رذرفورد المعدلة :-

[١] نفس الفرض.
[٢] تدور الإلكترونات فى مسارات دائرية ثابتة حول النواة.
[٣] نفس الفرض.

* نظرية بور :-

① تتكون الذرة من نواة موجبة تحتوى على البروتونات والنيترونات وتتركز فيها كتلة الذرة.

② تدور الإلكترونات فى مدارات دائرية ثابتة حول النواة.

③ عندما ينتقل إلكترون من مدار أقل فى الطاقة إلى مدار أعلى فى الطاقة لا بد أن يمتص كمية من الطاقة تساوى الفرق بين طاقتى المدارين، والعكس صحيح.

(١) توضيحي



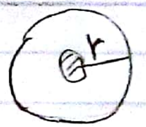
④ لكى يسكن إلكترون مدار ما لا بد أن تتساوى طاقة الإلكترون مع طاقة المدار.

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

mvr ← طاقة الإلكترون

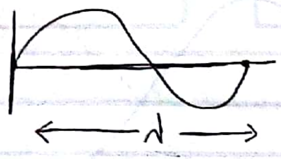
$\frac{nh}{2\pi}$ ← طاقة المدار

r ← نصف قطر المدار الذى يدور به الإلكترون



λ ← الطول الموجى.

* الموجة :



λ ← قمة وقاع أو

λ ← مسافة بين قمتين متتاليين أو قاعين متتالين.

ν ← عدد الموجات المارة فى الثانية الواحدة فى نقطة ثابتة.

E ← طاقة الموجة.

طاقة كبيرة ← مسافة طويلة.

" صغيرة ← " قصيرة.

موجة طويلة Long Waves	موجة قصيرة Short Waves

$$E = h\nu$$

$$E = h\frac{c}{\lambda}$$

$$E \propto \frac{1}{\lambda}$$

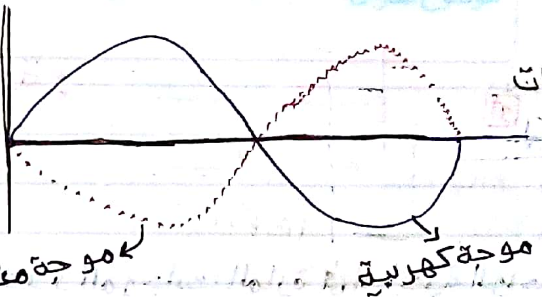
$$E = \frac{1}{2}mv^2$$

λ		E
Long Waves	تعطى ←	طاقة صغيرة
Short Waves	تعطى ←	" كبيرة

لماذا : Short wave لها طاقة أعلى من Long waves.

* الطيف :-

* الطيف عبارة عن موجات كهرومغناطيسية .



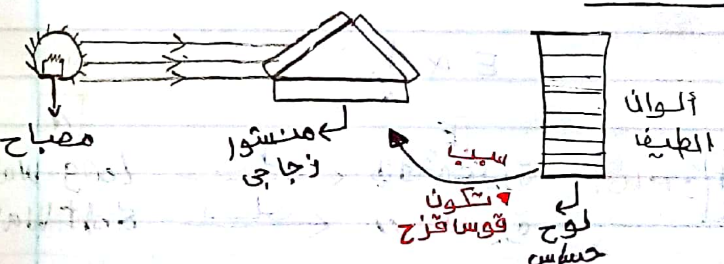
← الموجات الكهرومغناطيسية : موجة كهربية متعامدة مع موجة مغناطيسية.

• الموجات الكهرومغناطيسية لها نفس الخصائص العامة للموجة .

س : اذكر أنواع الطيف؟

ج : [1] خطى [2] مستمر

أولاً : الطيف المستمر :-



[بنفسجي - نيلي - ازرق - اخضر - اصفر - برتقالي - أحمر] .

يوجد تداخل فى مناطق الطيف (الوان)

ثانياً : الطيف الخطى :





مجموعات منفصلة من الخطوط (خطوط الطيف)

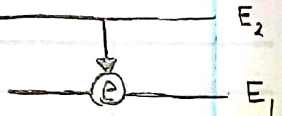
إكتساب طاقة ← مستويات الطاقة الخارجية تنتقل لمستويات طاقة أعلى

« أنواعه »

« طيف امتصاص » إكتساب طاقة

E_2 ↑ e^- E_1

« طيف إنبعاث » فقد طاقة ،



⚠ تنبيه : يوجد محاضرة تمهيدية تم نقلها بالخطأ فى مادة (د. فكرى)

• بعض التعريفات الهامة :- (أنواع المركبات الغيرعضوية) :-

← الأحماض : المركبات التى تتأين و تعطى أيونات H^+ .

مثل : HCl , H_2SO_4

← القواعد : المركبات التى تتأين و تعطى أيونات OH^-

مثال : $NaOH$

← الأملاح : مركبات تتكون من شق قاعدى و آخر حامض

مثال : $NaCl , CaCO_3$

← المتراكب : يتكون من جزئ فلز و آخر لا فلز .

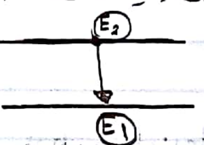
محاضرة (٤) :- ٥/٣/٢٠١٨م

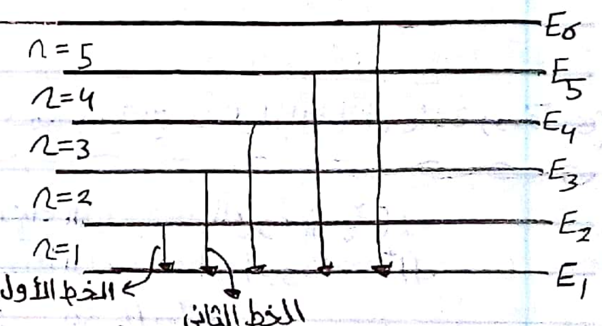
* خطوط طيف إنبعاث لذرة الهيدروجين :-





• ملحوظة: خطوط طيف الهيدروجين كلها خطوط إنبعاث فقط (أي فقد في الطاقة فقط).





← عند نزول الإلكترون للمستوى الأول ← ليمان

← " " الثاني ← بالمر ، وهكذا .

س: إذكر معادلة ريدبرج ؟

• معادلة ريدبرج :

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

$$c = \lambda u$$

$$u = \frac{c}{\lambda}$$

$$E = hu$$

* رقم المستوى يتناسب طردي مع طاقة المستوى .
• كلما زاد رقم المستوى كلما زادت طاقته .

إسم مجموعة الخطوط	المستويات الأعلى	المستوى الأقل
ليمان	2, 3, 4, 5, 6 ---- ∞	n=1
بالمر	③ ④ 5, 6 ---- ∞ (خط أول ، خط ثاني)	n=2
باشن	4, 5, 6 ---- ∞	n=3
براكت	5, 6, 7 ---- ∞	n=4
فوند	6, 7 ---- ∞	n=5

$$\frac{1}{\lambda} = \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) R$$

ثابت ريدبرج ⟸ R = 10678

← بتطبيق القانون على مجموعة بالمر "مثلا" نجد (للخط الثاني)

$$\therefore \frac{1}{\lambda} = 10978\left(\frac{1}{(2)^2} - \frac{1}{(4)^2}\right)$$

λ = مقلوب القيمة

س: إشرح طيف إنبعاث لذرة H_2 ؟ ← (رسمة ، شكل ، جدول) .

طاقة الربط النووي ↑ y

منطقة ثبات العناصر

اندماج → 25

80 ← انشطار عنصر كبير

mass number → X

منطقة ثبات العناصر

25 — ↑ — 80

← أعلى العناصر ثباتاً هو الحديد.

• كل العناصر تحاول دخول منطقة ثبات العناصر.

• عنصر + عنصر ← إندماج

• عنصر كبير ينقسم ← إنشطار

$$E = \frac{1}{2} m c^2$$

• معادلة أينشتين: حيث يتحول جزء من الكتلة إلى طاقة.

* تفاعلات نووية تحدث داخل النواة.
* " ذرية تحدث على سطح الذرة.

• ظاهرة النشاط الإشعاعي:- (هام - جداً)

س: ما المقصود بظاهرة النشاط الإشعاعي؟

ج: هي التفكك الذاتي للعناصر المشعة (الثقيلة).

• لاحظ: العناصر الثقيلة قد تكون مشعة أو غير مشعة.

γ ، B ، He ، رصاص

α ← أنوية ذرات هيليوم (He)

B ← تحمل صفات الإلكترونات السالبة (e)

γ ← موجات كهرومغناطيسية متعادلة.

ملحوظة: ① القنبلة النووية تفاعل إنشطاري.
② " الهيدروجينية " اندماجي.

س: اذكر مع الرسم الموضح مناطق الأشعة الكهرومغناطيسية؟

ج:

جاما	X أشعة	فوق بنفسجية	أشعة مرئية	تحت حمراء	الرامان	الرادار (أشعة)	الراديو	الميكروويف

E, u ← عالي ——— يقل ———→ E, u ← يقل

λ ← صغير ——— يزيد ———→ λ ← عالي

إستنتاج

الأشعة المرئية

بنفسجي، نيلي، أزرق، أخضر، أصفر، برتقالي، أحمر [ألوان الطيف]

* سميت الأشعة فوق البنفسجية بهذا الاسم لأن بعدها بنفسجي.
* " " تحت الحمراء " " لأن قبلها أحمر.

the end of lecture

نهاية المحاضرة.

5/3/2018

د/ربيع

المحاضرة الخامسة:

$MVr = \frac{nh}{2\pi}$ → (1) «شرط الكم لبور»

طاقة المدار = طاقة الإلكترون

$\therefore r = \frac{nh}{2\pi MV}$ → (2)

∴ قوة التجاذب = قوة الطرد المركزي

$\frac{MV^2}{r} = \frac{Ze^2}{r^2}$ → (3)

قوة الطرد المركزية ← $\frac{MV^2}{r}$ ، $\frac{Ze^2}{r^2}$ قوة التجاذب بين الإلكترون والنواة

$\therefore \frac{MV^2}{1} = \frac{Ze^2}{r}$ → (3)*

$r = \frac{Ze^2}{MV^2}$ → (4)

من (2) ، (4) :-

$\therefore \frac{nh}{2\pi MV} = \frac{Ze^2}{MV^2}$

$\frac{nh}{2\pi} = \frac{Ze^2}{V}$

$\therefore V = \frac{Ze^2\, 2\pi}{nh}$ → (5) «سرعة الإلكترون»

بالتعويض من (5) في (2) :-

$\therefore r = \frac{nh}{2\pi M} \cdot \frac{nh}{Ze^2\, 2\pi}$

$r = \frac{n^2h^2}{4\pi^2 Ze^2 m}$ → (6) «نصف قطر الإلكترون»

$E_{total} = K.E + P.E$ (الكلية)

$= \frac{1}{2}MV^2 + \left(-\frac{Ze^2}{r}\right)$

من معادلة (3)*

$\therefore MV^2 = \frac{Ze^2}{r}$

$\therefore E_{total} = \frac{Ze^2}{2r} - \frac{2Ze^2}{2r}$ → بالضرب ×(2) والقسمة ÷(2)

$\therefore E_{total} = \frac{-Ze^2}{2r}$

وبالتعويض عن قيمة (r) من (6)

$\therefore E_{total} = \frac{-Ze^2}{2} \cdot \frac{4\pi^2 Ze^2 m}{n^2h^2}$

$\therefore E_{total} = -\frac{2\pi^2 Z^2 e^4 m}{n^2h^2}$ ← قانون حساب طاقة الإلكترون في مدار ما.

n=2 — E_2

$\Delta E = E_2 - E_1$

n=1 — E_1

$\Delta E = E_2 - E_1$

$= -\frac{2\pi^2 Z^2 e^4 m}{n_2^2 h^2} - \left(-\frac{2\pi^2 Z^2 e^4 m}{n_1^2 h^2}\right)$

$= \frac{2\pi^2 Z^2 e^4 m}{n_1^2 h^2} - \frac{2\pi^2 Z^2 e^4 m}{n_2^2 h^2}$

$\therefore \Delta E = \frac{2\pi^2 Z^2 e^4 m}{h^2}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$

$\therefore \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$

$\therefore \frac{hc}{\lambda} = \frac{2\pi^2 Z^2 e^4 m}{h^2}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$

معادلة ريدبرج: $\therefore E = \frac{1}{\lambda} = \frac{2\pi^2 Z^2 e^4 m}{h^3 c}\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$ ، $E_n = \frac{-13.6}{n^2}\, eV$

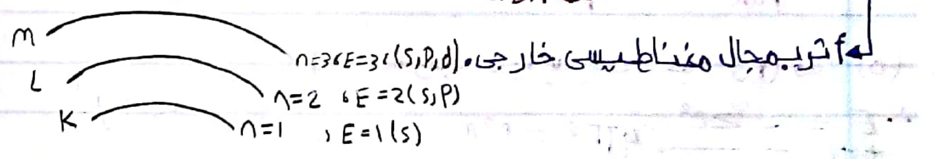
* الأجهزة الحديثة :-



⟵ أي أنه يوجد مستويات طاقة فرعية داخل المستويات الرئيسية.

المحاضرة السادسة :

- بوهر: إكتشف وجود مستويات أساسية.
- سمرفلد: " وجود مدارات فرعية داخل المستويات الرئيسية.
- زيمان: " وجود أوربيتال داخل المدارات الفرعية في المستويات الرئيسية.
  orbital ←
  ← أثر مجال مغناطيسي خارجي.



- أعداد الكم : تعيين حالة الإلكترون في الذرة

مكان الإلكترون (أساسي ثم فرعي ثم أوربيتال). — اتجاه دوران الإلكترون حول محوره

⟵ ملحوظة: عدد أعداد الكم ثلاثة.

أولاً: عدد الكم الأساسي : (n) :-

← نرمزلها بالرموز K, L, M, n ~~~ ∞

← وتأخذ الأرقام ١، ٢، ٣، ٤، ٥، ...... ∞

ثانياً: عدد الكم الثانوي (L) :

← يحدد مكان الإلكترون في المدارات الفرعية داخل المستويات الرئيسية.

← تأخذ قيم من $(n-1) \longrightarrow 0$

← قيمة (L) تحدد الإنحراف عن الشكل الدائري.

← من عدد قيم (L) يمكن تحديد عدد المدارات الفرعية داخل المستويات الرئيسية.

⟵ ملحوظات من الجدول:

n=1	L=0
n=2	L=0 L=1
n=3	L=0 L=1 L=2 (عدد المدارات الفرعية = ٣)
n=4	L=0 L=1 L=2 L=3

* لا يوجد انحراف ⟵ L=0

⟵ المستوى الفرعي يكون (S)

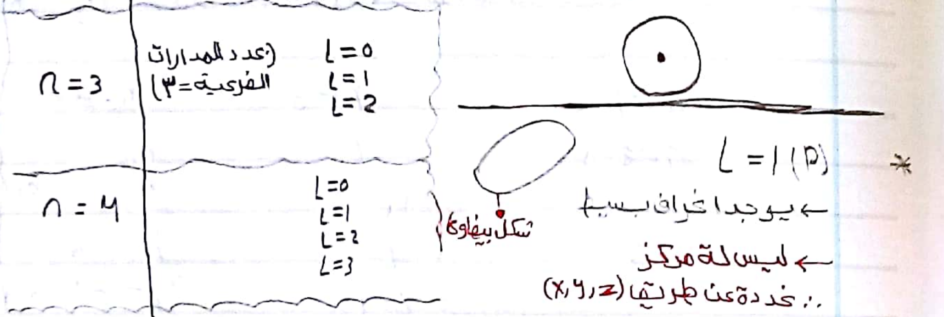
الشكل دائري

* L = 1 (P)

← يوجد انحراف بسيط

← ليس له مركز

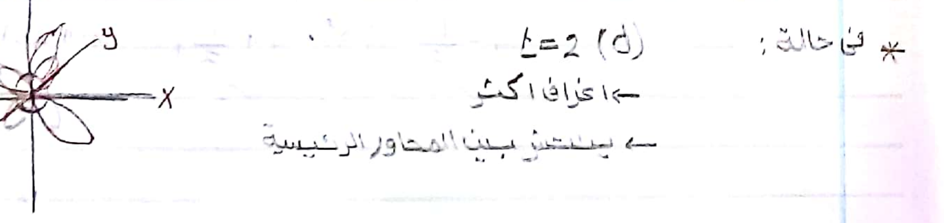
∴ نحدده عن طريق (x, y, z)



* في حالة : L=2 (d)

← انحراف أكبر

← يتحيز بين المحاور الرئيسية



L = 3 (F)

← لا يوجد مكان على المحاور الرئيسية ولا حتى بين المحاور الرئيسية.

∴ غير محدد المكان

س: وضح من أين أتت أصول (S, P, d) ؟ (رسم + شرح).

Scanned by CamScanner

ثالثاً: عدد الكم المغناطيسي (m_s) :-

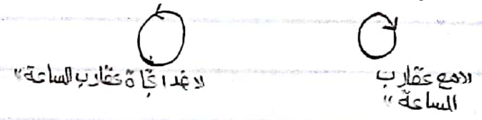
- يحدد مكان الأوربيتال داخل المستوى الفرعي في المستويات الرئيسية.
- ويأخذ قيم ($-L \rightarrow 0 \rightarrow +L$)

← عدد قيم m_s تحدد عدد الأوربيتالات.

$n=1$	$L=0$	$m_s=0$
$n=2$	$L=0$	$m_s=0$
	$L=1$	$m_s=-1,0,1$
$n=3$	$L=0$	$m_s=0$
	$L=1$	$m_s=-1,0,1$
	$L=2$	$m_s=-2,-1,0,1,2$

• عدد الكم المغزلي (S_m) :-

- يحدد اتجاه دوران الإلكترون حول محوره إما في اتجاه عقارب الساعة أو عكس اتجاه عقارب الساعة.
- يأخذ قيم ($+\frac{1}{2}$) ، أو ($-\frac{1}{2}$)



← التوزيع الإلكتروني ← ترجمة لأعداد الكم.

ملحوظة: يستحيل وجود إلكترونين في نفس الذرة لهم نفس الـ ٤ أعداد كم.

[↑] ← $S_m=\frac{1}{2}$ (في اتجاه عقارب الساعة).

"مثال تطبيقي"

$He \quad 1s^2$

$n=1$, $L=0$, $m_s=0$ ← $-L \rightarrow 0 \rightarrow +L$

لأنه (s) $(n-1)$

نهاية المحاضرة

ك ٢

د/ فكري



محاضرة (١٩٩) :- [تجميع لمحاضرة (١) + محاضرة (٢)]

D:R: FIKRY

Redictions	molecularity	« خانة التجربة » Rate Law	الرتبة order
A ⟶ Products	1	rat = K[A]	1
A + A ⟶ //	2	rat = K $[A]^2$	2
A + B ⟶ //	2	rat = K[A][B]	2
A + 2B ⟶ //	3	rate = K[A] $[B]^2$	3
A + B + C ⟶ //	3	rate = K[A][B][C]	3

* رتبة التفاعل: مجموع أسس تركيزات المواد المتفاعلة والمبين في معادلة السرعة .

قانون السرعة : نحصل عليه من التجربة العملية ، وذلك من العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المتفاعلات مرفوع لأس يساوي رتبة التفاعل .

• التفاعل البسيط : هو الذي يتم على خطوة واحدة . (simple reaction) .

• التفاعل عديد الخطوات (multi step reaction) : هو الذي يتم على أكثر من خطوة .

← تفاعلات أحادية الرتبة :-

$$t_{half} = \frac{0.693}{K}$$

ثابت السرعة النوعي للتفاعل

التركيز الإبتدائي للتفاعل بمعنى التركيز عند زمن zero

$$K = \frac{1}{t_{زمن}} \ln\left(\frac{a}{a-X}\right)$$

← معادلة التكامل لتفاعلات أحادية الرتبة.

هو التركيز المتبقي من التفاعل بعد زمن (t)

• طرق حساب (K) :-

أولاً : بالتعويض المباشر.

ثانياً : عن طريق t_{half} .

ثالثاً : رسم بياني .

K ← ثابتة في كل التفاعلات أحادية الرتبة.

$$K = \frac{2.303}{t} \log\left(\frac{a}{a-X}\right)$$

س : علل : فترة نصف العمر $[t_{half}]$ لا تعتمد على التركيز الإبتدائي للتفاعل .

التفسير : إذا كان هناك تفاعل تركيزه الإبتدائي 10 مول ، وفترة نصف العمر 50 sec . فإن فترة نصف العمر لهذا التفاعل تكون 50 sec إذا بدأنا التفاعل بـ 20 مول .

بمعنى أن : فترة نصف العمر للتفاعلات أحادية الرتبة قيمتها ثابتة بغض النظر عن التركيز الإبتدائي . وهذا من من القانون

$$t_{half} = \frac{0.693}{K}$$

$$K = \frac{1}{t} \ln\frac{(a)}{(a-X)}$$

← تفاعلات ثنائية الرتبة :-

$$\frac{1}{a-X} - \frac{1}{a} = Kt$$

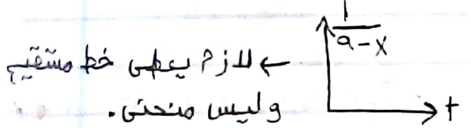
← معادلة التكامل لتفاعلات ثنائية الرتبة

$A + B = Products$

← الحالة البسيطة : الحالة التي يكون التركيز الإبتدائي للمتفاعلين واحد . بمعنى : إذا كان $1mol \leftarrow A$ يكون $1mol \leftarrow B$

← طرق تعيين (K) :-

← الرسم البياني



← لازم يعطي خط مستقيم وليس منحنى.

← تعويض مباشر.

← t_{half}

$$Kt = \frac{1}{a-X} - \frac{1}{a}$$

* فترة نصف العمر : الفترة الزمنية اللازمة لإستهلاك ½ تركيز المتفاعل.

حيث

$$t_{half} = X = \frac{1}{2} a$$

← فترة نصف العمر

$$t_0 = X = zero$$

← لعدم وجود استهلاك

$$t_{half} = \frac{1}{a \cdot K}$$

← طالما التفاعل لم يبدأ يبقى التركيز الإبتدائي (a) كما هو ، لكن بعد مضي (زمن)

$a \longrightarrow a-X$

• فترة نصف العمر : تعتمد على التركيز الإبتدائي للتفاعل

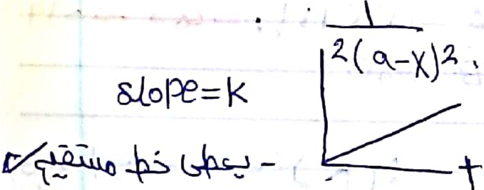
$t_{نصف العمر} = \frac{1}{a \cdot K}$ ← تناسب عكسي $t_{half} \propto \frac{1}{a}$

• تفاعلات ثلاثية الرتبة: -

$$k = \frac{1}{t} \times \frac{1}{2(a-x)^2} - \frac{1}{2a^2}$$

← معادلة التكامل للتفاعلات ثلاثية الرتبة

*آلية التفاعل: هي عبارة عن الخطوات التي تسير فيها المتفاعلات إلى أن تصل للنواتج.



- يعطي خط مستقيم ✓

← تفاعلات صفرية الرتبة: تفاعل لا يعتمد فيه سرعة التفاعل على تركيز المتفاعل. بمعنى أن k ← ثابتة.

• ثابت السرعة النوعي للتفاعل ثابت.

(وحدة الرتبة)

$k = mol\ L^{-1}\ s^{-1}$ ← للتفاعل صفرية الرتبة

$k = s^{-1}$ ← احادي الرتبة

$k = L\ mol^{-1}\ s^{-1}$ ← ثنائية الرتبة

$k = mol^{-2}\ s^{-1}$ ← ثلاثية "

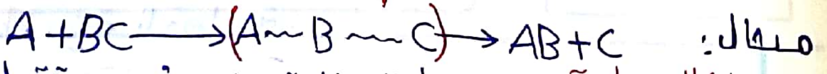
k ← تتأثر بالحرارة

«علاقة السرعة (k) بالحرارة»

$$k = A\, e^{-Ea/R \cdot T}$$

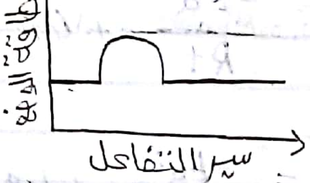
طاقة التنشيط (Ea)، درجة الحرارة المطلقة (T)، ثابت ارهينيوس (A)، ثابت عام الغازات (R)

مثال: $A+BC \longrightarrow (A \sim B \sim C) \rightarrow AB + C$



← الحالة الوسطية: هو عبارة عن ترتيب غير مستقر للذرات له أعلى طاقة وضع. (أي أعلى من المتفاعلات والنواتج)

، الحالة الوسطية ← عمرها قصير،



← لاحظ: الحالة الوسطية تعتمد على نوع التفاعل (ماص، طارد).

- طاقة التنشيط: الطاقة اللازمة (الأقل) للمتفاعلات لتكوين ما يسمى بالمتراكب المنشط.

- المحاضرة ~~الرا~~ الثالثة: (٣): -

*طرق حساب طاقة التنشيط ← طريقة حسابية. / ← طريقة بيانية.

C ← تعريف آخر لطاقة التنشيط: هو الفرق بين طاقة الوضع للمتفاعلات وطاقة الوضع للمركب المنشط.

س: إذكر مميزات المركب النشط؟

ج: ① له أعلى قيمة لطاقة الوضع

② نشط وغير مستقر.

③ إذا لم يكن له ~~الطاقة~~ القدرة على الإكمال يرجع للمتفاعلات، ولا يكمل للنواتج.

E_a طاقة التنشيط
- حسابية
- بيانية

* أولاً: الطريقة الحسابية :-

$$K = A e^{-E_a/Rt}$$

$$\ln K = \frac{-E_a}{Rt} + \ln A$$

$$\log k = \frac{-E_a}{2.303Rt} + \log A$$

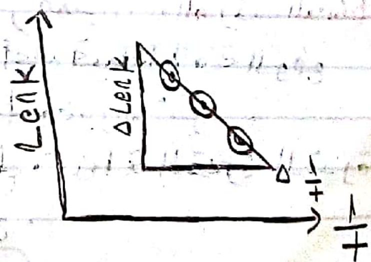
$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{-E_a}{2.303R} \left[\frac{t_2 - t_1}{t_1 t_2} \right]$$

← استخدام ثابت السرعة عند درجتى حرارة
← طريقة التعويض المباشر لمعادلة أرهينيس

ثانياً: الطريقة البيانية :

$$\ln k = \frac{-E_a}{R}\left(\frac{1}{t}\right) + \ln A$$

$$y = m\,X + b$$



$$SLOP = -\frac{E_a}{R} = \frac{\Delta \ln k}{\Delta \frac{1}{t}}$$ #

مثال: تفاعل غازى متجانس بين الميثان والكبريت حسب المعادلة التالية

$$CH_4 + 2S \longrightarrow CS_2 + 2H_2S$$

عند 55° وجد أن ثابت السرعة للتفاعل يساوى 1.1 وعند 62° وجد أن ثابت السرعة النوعى للتفاعل هو $6.4\ L\,Mol^{-1}S^{-1}$ حيث $R = 8.314$ جول ← الثابت العام للغازات أوجد E_a. 2 ~~جول~~ calolry (cb)

الحل

← بطريقة التعويض المباشر

$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{-E_a}{2.303R}\left[\frac{t_2 - t_1}{t_1 t_2}\right]$$

$$\therefore E_a = 1.5 \times 10^5\ (J/Mol)$$ → وحدة طاقة التنشيط

ملحوظة: ① $R = 8.314$ جول أو $\boxed{2f}$ (2 calolry)

② عند التعويض بقانون ln ← $\frac{-E_a}{R}$

" " " Log ← $\frac{-E_a}{2.303R}$

*مثال: فى تفاعل أحادى الرتبة وجد عند 25° وجد $t_{half} = 50$ second، وعند درجة حرارة 50° وجد أن $t_{half} = 75$ second. احسب طاقة التنشيط للتفاعل.

الحل

$$t_{half} = \frac{0.693}{K_1}$$



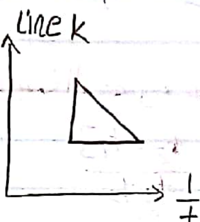
$$\log \frac{K_2}{K_1} = \frac{-E_a}{2.303R}\left[\frac{t_2 - t_1}{t_1 t_2}\right]$$

تذكر: الطاقة التنشيط تتأثر بدرجة الحرارة، ولا تتأثر بالتركيز الإبتدائى فى التفاعلات أحادية الرتبة

* العامل الحفاز: ← يقلل من طاقة التنشيط $[E_a]$.

مثال: إحسب طاقة التنشيط ~~للتفاعل التالي~~ لتفاعل ما حيث كانت العلاقة بين $\ln(K)$ و $\frac{1}{T}$. بإستخدام معادلة أرهينيوس وبدراسة تأثير الحرارة على سرعة التفاعل وجد أن ميل الخط المستقيم يساوي -2.55×10^5 .

الحل



$\therefore -2.55 \times 10^5 = -E_a$ ← slope, R

$slope = \frac{-E_a}{R}$

"الطريقة البيانية"

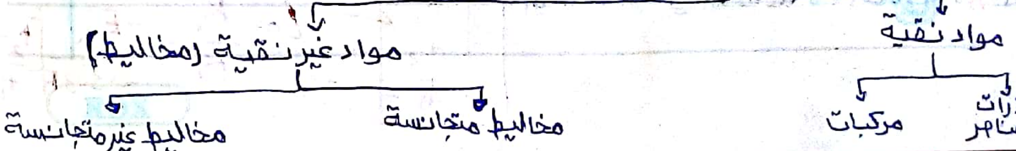
لاحظ: كلما زادت الحرارة (T) زادت سرعة التفاعل (K).

خاصة بمادة الكيمياء غير العضوية (تم نقلها بالخطأ) ← د/ ربيع. [معلومات سابقة] «محاضرة تمهيدية» ← من المفترض ان تكون فى أول المنهج.

الموضوعات التى سوف ندرسها فى هذا المقرر بالنسبة للكيمياء غير العضوية هى
① المادة . ② الحساب الكيميائى . ③ تركيب الذرة ④ الجدول الدورى
⑤ الروابط الكيميائية.

تعريف المادة: كل مادة كتلة وتشغل حيز من الفراغ.

-أنواع المادة-

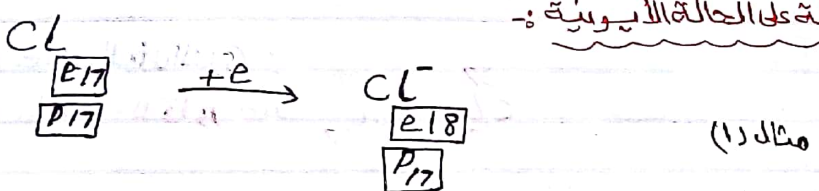


⟸ عُرفت قديماً الذرة (Atom) بالشئ الغير قابل للإنقسام .
∴ ذرة العنصر هى أصغر جزء من المادة وهى غير قابلة للإنقسام.

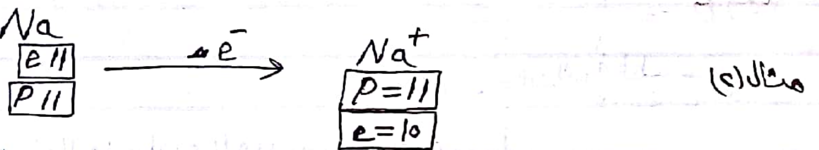
* العدد الذرى :-
① عدد البروتونات الموجبة فى نواة ذرة العنصر وهو الذى يحدد نوع العنصر.
② ،، الإلكترونات السالبة الموجودة فى مدارات ذرة العنصر فى حالة الذرة المتعادلة وليس فى الحالة الأيونية.

← أمثلة على الحالة الأيونية :-

مثال (١)



مثال (٢)



* رقم الكتلة: هو مجموع عدد النيترونات والبروتونات الموجودة فى نواة ذرة العنصر . (وهو دائماً عدد صحيح).

* النظائر: هو أن يكون لنفس ذرات العنصر أكثر من نظير أو رقم كتلة (العدد الذرى ثابت).

أمثلة :-

① على الهيدروجين



② على نواة ذرة الكلور

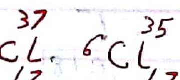


- العدد الذرى: هو المتوسط الحسابى لأرقام كتل نظائر العناصر كل بنسبته فى الطبيعة .

• ملاحظات هامة :- ① الوزن الذرى يمكن أن يحتوى على كسور بينما رقم الكتلة دائماً عدد صحيح .

② يوجد نظائر لكل العناصر .

ﻫـ ← للتفرقة بين الوزن الذرى ورقم الكتلة :-



⇐ لاحظ : عند أخذ عينة من أكسجين الهواء الجوى ⑤ نجد نسبة من $(^{16}_{8}O)$ ، وأخرى من $(^{18}_{8}O)$.

* مثال على حساب الوزن الذرى :

بالنسبة للكلور عند $^{35}_{17}Cl$ ، $^{37}_{17}Cl$

∴ الوزن الذرى للكلور = $\frac{[25 \times 37] + [75 \times 35]}{25 + 75}$ = ٣٥,٤٥

حيث (٧٥) و (٢٥) ← هى نسبة النظائر فى الطبيعة .

← ملحوظة : الوزن الذرى للهيدروجين = ١,٠٠٨

* النظائر الذى يختلف الهيدروجين هى عدد النيترونات لأن عدد البروتونات دائماً ثابت .

ﻫـ ← تتوقف خواص العناصر على عدد الإلكترونات الموجودة فى المدار الأخير ورقم الكتلة وبالتالى تابع لهم الوزن الذرى .

• المركب : يتكون المركب من عدة عناصر متحدة مع بعضها إتحاد كيميائى بنسب ثابتة .

مثال : $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$



← الإتحاد الكيميائى : إختلاف خواص المواد المتفاعلة عن خواص المواد الناتجة

* لاحظ : الخلط الفيزيائى كل عنصر من عناصر الخلط يحتفظ بخواصه .

• أما فى عملية الإتحاد الكيميائى كلاً من المواد الناتجة تختلف عن المواد المتفاعلة فى العناصر والخواص .

س : قارن بين عملية الخلط الفيزيائى والإتحاد الكيميائى ؟

The end

(١٥)

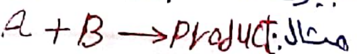
* محاضرة تمهيدية خاصة بـ [كيمياء حركية - كهربية - حرارية] ← داوفكرى

س : عرف جزيئية التفاعل ؟

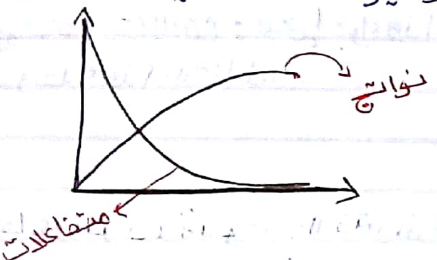
ج : المجموع الجبرى لعدد الجزيئات الجرامية للمواد الداخلة فى التفاعل

مثال : $A + B \longrightarrow Product$

∴ جزيئية التفاعل السابق هى ②



مثال : عند بدء التفاعل فإن تركيز المتفاعلات يقل بينما تركيز النواتج يزيد .

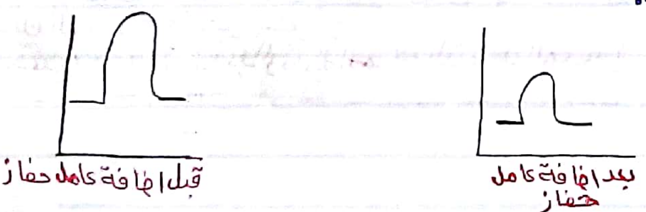


* طاقة التنشيط : هى الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لوصول المركب إلى حالة التنشيط

العوامل التى يتوقف عليها سرعة التفاعل

← درجة الحرارة ، تركيز المتفاعلات ، العامل الحفاز

مثال : عند إضافة عامل حفاز فإنه يعمل لوصول طاقة الوضع للتفاعل فى أسرع وقت إلى حالة النشاط .



$$\frac{dB}{dt} = K [AB]$$

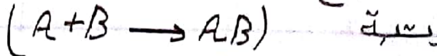
معدل سرعة التفاعل ← $\frac{dB}{dt}$

ثابت السرعة النوعى ← K

تركيز المتفاعلات ← $[AB]$

* رتبة التفاعل: هى مجموع الأسس الجبرية للمتفاعلات.

← تفاعل ثنائى الرتبة



لأن n (A)، (B) يحمل أس (1).

* يوجد نوعان من التفاعل:-

1) تفاعل بسيط: يتم إجراء هذا التفاعل على خطوة واحدة. SIMPLE

2) تفاعل معقد (multi reaction): يتم إجراء هذا التفاعل على عدة خطوات، وأحياناً يجب تحديد رتبة هذا التفاعل.

ملاحظات:-

① فى التفاعل أحادى الرتبة يوجد علاقة بين الرتبة والجزيئية بمعنى أن التفاعل أحادى الرتبة أحادى الجزيئية.

② الرتبة لا يمكن تحديد قيمتها نظرياً، لذلك لا بد من تحديد الرتبة عملياً فى المعمل.

③ الجزيئية تأتى نظرياً من عدد المتفاعلات.

④ يصعب وأحياناً يستحيل تحديد الرتبة للمتفاعلات فى التفاعل المعقد لأنه يتم على إجراؤه على أكثر من خطوة.

#the_end

س: قارن بين الرتبة والجزيئية؟

س: علل: يصعب أحياناً تحديد الرتبة فى التفاعل المعقد؟

2018

* المحاضرة الرابعة (٤):-

س: أكتب الطرق المستخدمة لتعيين رتبة التفاعل؟

ج: طريقة التعويض، رسم بيانى، استخدام فترة نصف العمر، الطريقة الحسابية.

الجزء الخاص بالكيمياء الكهربية:-

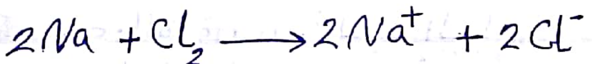
أنود ← عملية أكسدة.

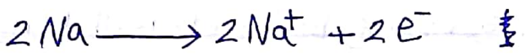
كاثود ← " إختزال.

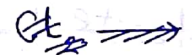
القطب: عبارة عن شريحة من القطب فى محلول الملح من العنصر

* أكسدة ← فقد إلكترونات (ذوبان)

* اختزال ← اكتساب " (ترسيب)

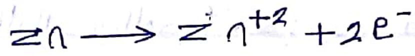


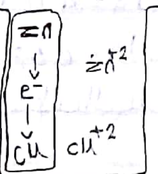


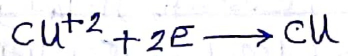


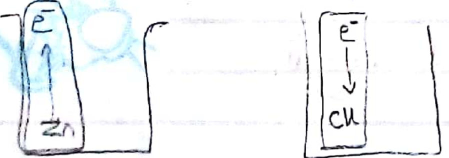
$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$



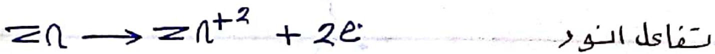


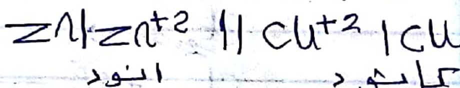












أكسدة oxidition

إختزال reduction

$Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$

تفاعل انود $Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e$

• القطب القياسي: قطب مغمور في محلول تركيزه 1 mol.

مثال: خارصين مغمور في كبريتات خارصين تركيزه 1 mol

• القنطرة الملحية: تسمح بمرور الأيونات من مكان لمكان ولا تسمح بالخلط. (تكون مملوءة بكلوريد او كبريتات ~~المغنسيوم~~ البوتاسيوم)

• القوة الدافعة الكهربية: الفرق بين قطبي الخلية.

• الخلية الجلفانية: قطبان موجب (انود) وآخر سالب (كاثود) يربط بينهما سلك توصيل ويربط المحلولين قنطرة ملحية.

$Zn | Zn^{+2} || Cu^{+2} | Cu$

انود — كاثود

س: علل: لا يوضع كلوريد الفضة في القنطرة الملحية؟

ج: لأنه راسب.

• قطب الهيدروجين الموجب: شريحة من البلاتين متصل بها صفيحة من البلاتين المجزأ تجزيئ دقيق وحولها أنبوبة زجاجية يمر بها غاز H_2 تحت ضغط (1) جوي، والقطب مغمور في محلول HCl تركيزه 1 mol، جهد القطب الهيدروجين القياسي

لاحظ: خلية دانيال بين Zn, Cu

$E = E_R - E_L$

القوة الدافعة الكهربية ← E

R ← ايمن ← جهد القطب الأيمن (كاثود)

L ← اليسر ← جهد القطب الايسر (انود)

* القطب القياسي: شريحة من الفلز مغمورة في محلول يحتوي على أيونات الفلز تركيز 1 mol عند درجة 25°

$E^{\circ} = E^{\circ}_R - E^{\circ}_L$

E° ← القوة الدافعة الكهربية القياسية له الفرق بين القطبين القياسين عند 25°

ملحوظة: لحساب جهد (Cu) نجعله مع (H) كاثود

$W_{max} = -nFE \longrightarrow (1)$

الطاقة المبذولة الناتجة من الخلية ← W_{max}

$W_{max} = \Delta G \longrightarrow (2)$

$\Delta G = -nFE \longrightarrow$ من (3)

قوة دافعة ← E ، عدد الإلكترونات ← n ، فاراداي ← F

ΔG ← تغير في الطاقة في الحرارة

$-\Delta G = -\Delta H + \left(\frac{\partial(\Delta G)}{\partial t}\right)_P$

$nFE = -\Delta H + \left(\frac{\partial(\Delta G)}{\partial t}\right)_P$

$nFE = -\Delta H + \left(\frac{\partial(-nFE)}{\partial t}\right)_P$

$nFE = -\Delta H + nF\left(\frac{\partial E}{\partial t}\right)_P$

$\therefore E = \frac{-\Delta H}{nF} + \left(\frac{\partial E}{\partial t}\right)_P$

$$E = -\frac{\Delta H}{nF} + \left(\frac{\partial E}{\partial t}\right)_p$$

اللفح

- Cas(I): When the temprature Cofficien is = zero !؟

$$\left(\frac{\partial E}{\partial t}\right)_p = 0 \qquad \therefore -\Delta H = nFE$$

- Cas(II): When the temprature cofficince is (+):-

$$\therefore \left|\frac{\partial E}{\partial t}\right|_p > 0 \qquad \therefore nFE > -\Delta H$$

- ~~Cas(III)~~

※ نهاية المحاضرة

المحاضرة (الخامسة):-

$$E = E^{\circ} - \frac{2.303\,Rt}{nF} \log K$$

له معادلة حساب القوة الدافعة الكهربية (معادلة ليرنست)

E ← القوة الدافعة الكهربية

E° ← ,, ,, القياسية عندما K=1

R ← ثابت عام للغازات

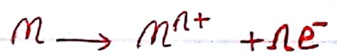
t ← درجة حرارة (K)

n ← عدد الإلكترونات

k ← ثابت

$$m \longrightarrow m^{n+} + ne^-$$

$$\therefore E = E^{\circ} - \frac{2.303\,Rt}{nF} \log \frac{[m^{n+}]}{[m]}$$



[m] = صفر

$$E = E^{\circ} - \frac{2.303\,Rt}{nF} \log [m^{n+}]$$

ويفرض قيمة RT/F عند 25° ، $2.303\,Rt/F = 0.0591$

$$\therefore E = E^{\circ} - \frac{0.0591}{n} \log [m^{n+}] \quad ※$$

مثال:

$$Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$$

$$E = E^{\circ} - \frac{0.0591}{n} \log (Zn^{+2})$$

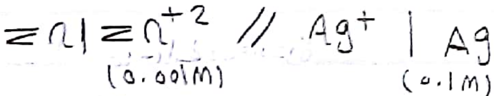
$n = 2$ ، $E^{\circ} = 0.763$ ، $Zn^{+2} = 0.01$

وبالتعويض المباشر نحصل على القانون

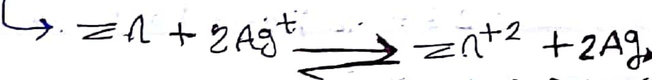
$$\therefore E = 0.763 - \frac{0.0591}{2} (\log 0.01) \quad ※$$

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.0591}{n} \log (K)$$

$$Zn \,|\, Zn^{+2} \,(0.001M) \,//\, Ag^{+} \,|\, Ag \,(0.1M)$$



$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.591}{n} \log \frac{[Zn^{+2}]}{[Ag^{+2}]^2}$$



$$Zn + 2Ag^{+} \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2Ag$$

E_o ← قوة دافعة عندما تكون تركيزات واحدة

E° ← standard (روتين)

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.0591}{n} \log K$$

$E_{cell} = 0$

$$0 = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.0591}{n} \log K$$

$$\therefore \log K = \frac{n E_{cell}}{0.0591}$$

نهاية المحاضرة

2018.

Scanned by CamScanner

-المحاضرة السادسة:-

مثال: اكتب تفاعل الخلية التالية. ثم احسب القوة الدافعة الكهربية القياسية لها من المعلومات التالية:-

$$Zn / Zn^{+2} \; // \; Fe^{+3} / Fe^{+2}$$

انود ← (1 mol) — (1 mol) → كاثود

$E_o = (Fe^{+3}, Fe^{+2}) = 0.77$ Volt.

$E_o = (Zn / Zn^{+2}) = 0.26$ Volt

الحل

$$E = E_r - E_L$$

لاحظ: أى عملية اختزال بالسالب

$$\therefore E = 0.67 - (-0.77) = 1.35V$$

مثال: احسب التغير في الطاقة الحرة عند 25°

$$Sn / Sn^{+2} \; // \; Pb^{+2} / Pb$$

(0.5 M) عيارى — (0.3 M)

$E_o = 0.14$ Volt

قانون التغير في الطاقة الحرة

$$\therefore \Delta G = -nFE_o$$

96500

$\therefore \Delta G = -(2) \times 96500 \times 0.14 =$ —— .

مثال: MCQ (اختيار من متعدد):-

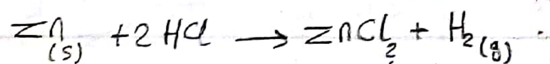
$$Zn_{(s)} + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_{2(g)}$$

a) الخارصين يتأكسد

b) عدد التأكسد للكلور يبقى بدون تغير

c) عدد الأكسدة للهيدروجين 0 ← 1+

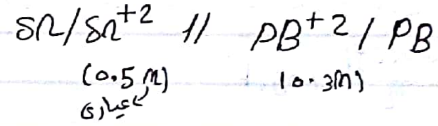
d) جميع ما سبق.



• قطب الفضة: سلك فضة يترسب عليه طبقة من كلوريد الفضة مغمور في محلول كلوريد بوتاسيوم تركيزة 1 مول.

• لاحظ: جهد قطب الفضة ثابت لا يتغير $V = 0.2224$ Volt

• قطب الكالومل (كلوريد الزئبقوز Hg_2Cl_2): سلك بلاتين مغمور في Hg_2Cl_2 زئبق وفوقه طبقة من كلوريد الزئبقوز (صلب) ثم فوقه كلوريد بوتاسيوم.



س: اذكر أنواع (كلوريد الزئبقوز)؟

ج: ① KCl ← 0.1 مولار $V = 0.333$ Volt

② KCl ← 1 مولار $V = 0.280$ Volt

③ KCl مشبع ← saturated $V = 0.241$ Volt

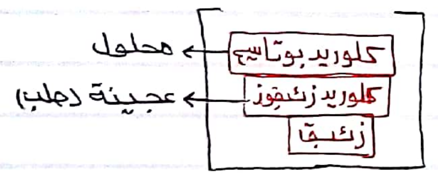
• القطب الزجاجي: سلك فضة مرسب عليه كلوريد فضة مغمور في HCl تركيزة 1 مولار.

لاحظ الفرق بين القطب الزجاجي وقطب الفضة ← الإختلاف في المحلول

• ملحوظة: القطب الزجاجي يستخدم عادة لتعيين (PH) للمحلول

$$PH = -Log [H^+]$$

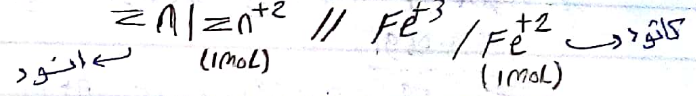
$$POH = -Log [OH^-]$$



ملحوظة: هامة جداً (أقسم بالله ي):-

كلاً من قطب الفضة، وقطب الكالومل والقطب الزجاجي يمكن استخدامهم بدلاً من (H). لأنهم جهدهم ثابت.

= لا يمكن استخدامهم لحساب جهود الأقطاب المجهولة #



نور الدين أشرف جمال محمد
#4 ثانى علوم
[ف ٢٠]
م ٤

ك ٤ ٣



د/مصطفى

محاضرة (1) :-

← العوامل المؤثرة على الإتزان الكيميائى :-

- قاعدة لوشاتيليه : إذا أثر مؤثر خارجى على نظام فى حالة إتزان من الضغط والحرارة و التركيز والعامل الحفاز [على نظام متزن] فإن التفاعل يسير فى الإتجاة الذى يقلل أو يلغى هذا التأثير.

* درجة الحرارة : قارن ... !؟

طاردة تفاعلات	ماصة تفاعلات
$\Delta H = -$	$\Delta H = +$
رفع ← يتجه التفاعل نحو المتفاعلات	رفع ← يتجه التفاعل نحو النواتج
خفض ← ،، ،، النواتج	خفض ← ،، ،، المتفاعلات

* التركيز : (ت) ⟵اتجاه التفاعل⟶ زيادة فى المتفاعلات

(م) ⟵اتجاه التفاعل⟵ زيادة فى النواتج

* الضغط : لا يعتمد على عدد المولات ⟸ عند زيادة الضغط يزداد فى الحجم الأقل

* العامل الحفاز : ⟸ لا يؤثر على حالة الاتزان ولكنه يعمل على زيادة سرعة التفاعل فقط .

• مثال : وضح تأثير الضغط والتركيز ودرجة الحرارة والعامل الحفاز على التفاعل التالى : $CaCl_2 \rightleftharpoons Ca + Cl_2 + \Delta$

الحل

* درجة الحرارة : ∵ التفاعل طارد

∴ عند زيادة الحرارة يسير التفاعل فى اتجاة المتفاعلات ، والعكس عند الخفض

* الضغط : عند زيادة الضغط يتجة ناحية المتفاعلات

* التركيز : ،، ،، التركيز ،، المتفاعلات . ،، النواتج

← العامل الحفاز : يزيد من سرعة التفاعل ولا يؤثر على حالة الإتزان .

محاضرة (2) { الإتزان الأيونى }

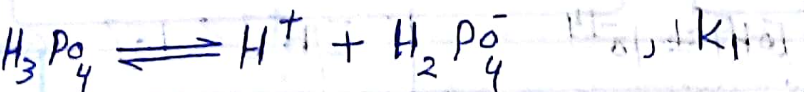
← ما تشتمل علية المحاضرة :-

* تأين الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة .
* الحاصل الأيونى للماء ،
* الرقم الهيدروجينى .
* الأدلة .

• المحاليل المنظمة
• حاصل الإذابة

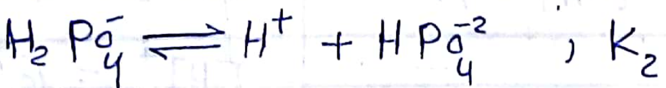
[المحاضرة التالية]

⟸ هام :-



$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$, K_1

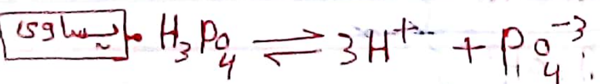
حمض الفوسفوريك



$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{-2}$, K_2



$HPO_4^{-2} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{-3}$, K_3



يساوي • $H_3PO_4 \rightleftharpoons 3H^+ + PO_4^{-3}$

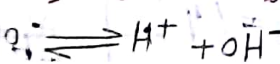
$$K = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3$$

⟵ اى ان هذا يعنى : إنة من الممكن الحصول على تحلل حمض ضعيف لثلاث مراحل فى مرحلة واحدة فقط.

---

* الحاصل الأيونى للماء :

• الماء إلكتروليت ضعيف ⟵ لا يتأين تأين تام :

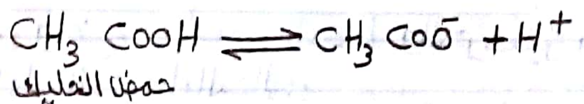


$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

$$K = \frac{[H]^+ [OH]^-}{[H_2O]}$$

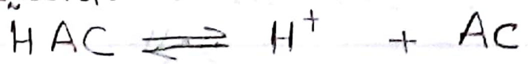
$$K[H_2O] = [H]^+ [OH]^- = K_w$$

K_w ⟵ الحاصل الايونى للماء



• $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

حمض الخليك

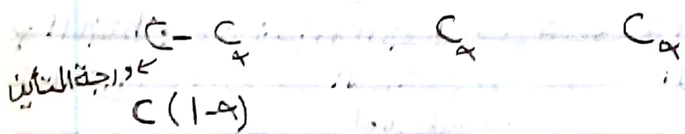


$HAC \rightleftharpoons H^+ + AC$

تركيز ⟵ $C \rightleftharpoons$ 0 (تركيز) 0

$C - C\alpha$ (درجة التأين ⟵ α) $C\alpha$ $C\alpha$

$C(1-\alpha)$



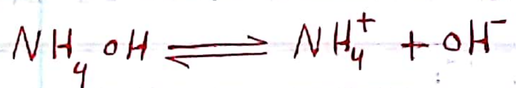
$$K_a = \frac{[H]^+ [AC]}{[HAC]} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1-\alpha)}$$

$$= \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)} \simeq C\alpha^2 = \frac{\alpha^2}{V} \quad (C = \frac{1}{V})$$

$(1-\alpha)$ ⟵ نفرض انها قيمة صغيرة ، V ⟵ تخفيف للحمض

$$\therefore K_a = \frac{\alpha^2}{V} \Rightarrow \alpha^2 = K_a V$$

$$\alpha = \sqrt{V \cdot K_a}$$



$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

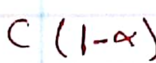


C 0 0



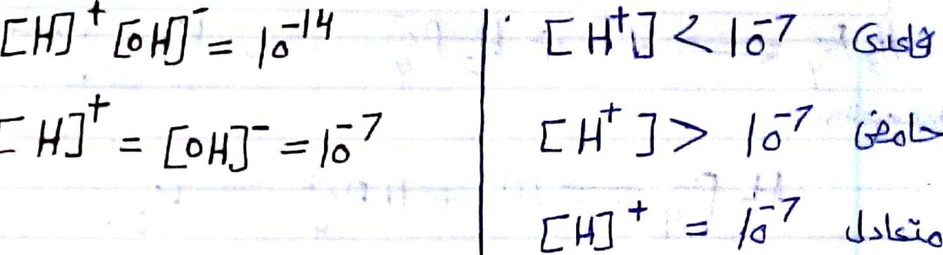
$C - C\alpha$ $C\alpha$ $C\alpha$

$$\alpha = \sqrt{V \cdot K_B}$$



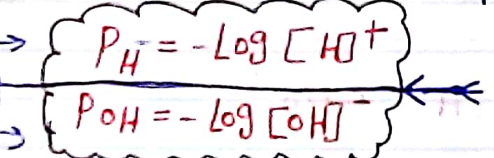
$C(1-\alpha)$

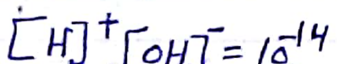
$$K_B = \frac{[NH_4]^+ [OH^-]}{[NH_4OH]} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} \simeq C\alpha^2 = \frac{\alpha^2}{V}$$



$[H]^+[OH]^- = 10^{-14}$

$[H]^+ = [OH]^- = 10^{-7}$





$\log [H]^+ + \log [OH]^- = \log 10^{-14}$ (بالضرب في -)

$-\log [H]^+ + (-\log [OH]^- = -\log_{10} 10^{-14}$

$\therefore P[H] + P[OH] = 14$

$PH < 7$ حمض

$PH > 7$ قاعدي

$PH = 7$ متعادل

$[H^+] > 10^{-7}$ حامض

$\log [H^+] > \log 10^{-7}$

$-\log [H]^+ < -\log 10^{-7}$

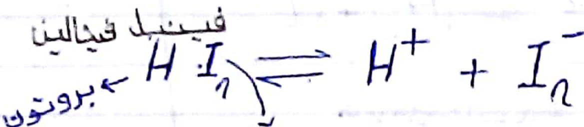
$P_H < 7$ حامض

---

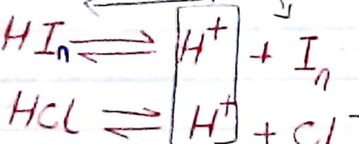
* الأدلة :-

← الأدلة متنوعة حسب الاستخدام.

• الأدلة : هي أحماض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة. وتتميز بأن ألوان جزيئاتها تختلف عن لون المحلول.



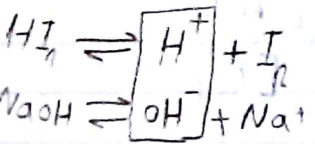




• عند زيادة (H^+) جزء يعمل على زيادة الدليل والكلوريد في ناحية المتفاعلات. (حسب قاعدة لوشاتيلية).

س : كيف يمكن تطبيق قاعدة لوشاتيلية على عمل الأدلة؟

= اشرح " " " " " " ".



قاعدة لوشاتيلية ⟶

قاعدة لوشاتيلية

$M.OH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$

$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$

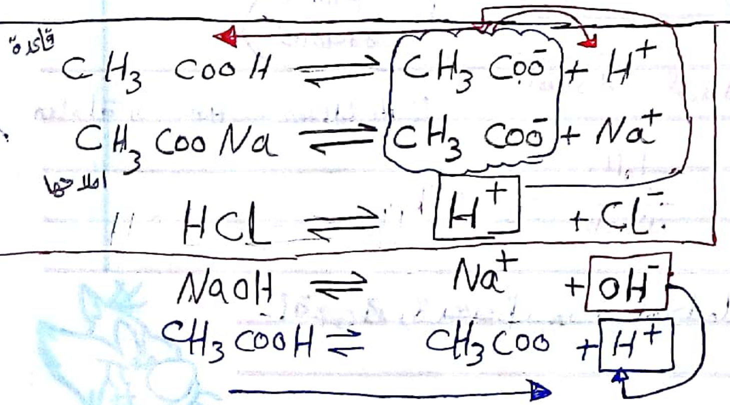
$M.OH$

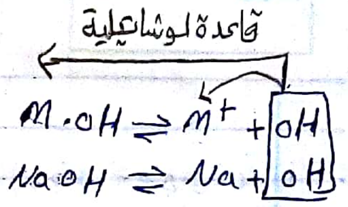
ميثيل برتقالي

$M.OH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$

$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$

قاعدة لوشاتيلية





س: إستنتج معادلة صلاحية الدليل:-
«مكرر بالإمتحانات»

$$HI_n \rightleftharpoons H^+ + I_n^-$$

$$K_{In} = \frac{[H^+][I_n]^-}{[HI_n]}$$

$$\therefore [H^+][I_n]^- = K_{In}[HI_n]$$

$$\therefore [H]^+ = K_{In}\frac{[HI_n]}{[I_n]^-}$$

$$-\log[H^+] = -\log[K_{In}] + \log\frac{[HI_n]}{[I_n]}$$

$$pH = p^{K_{In}} + \log\frac{[HI_n]}{[I_n]}$$

∵ شدة الدليل اوضح من ١٠:١
(في الحالة المثالية)

• معادلة صلاحية الدليل

$$\therefore p^H = p^{KI_n} \pm 1$$

#

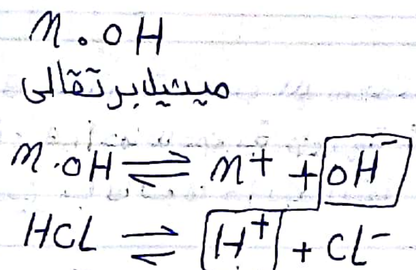
- المحاضرة الثالثة :- (٣) :- د/ مصطفى

* المحاليل المنظمة: عبارة عن محاليل تعمل على مقاومة التغير في حامضية المحلول أو قاعديته.

or محاليل تقاوم التغير في (PH) للمحلول عند إضافة قليل من حمض قوي أو قاعدة قوية.

* المحاليل المنظمة:
← حمض ضعيف مع أحد أملاحه
أو قاعدة ضعيفة مع أحد أملاحها
← عند إضافة قاعدة قوية أو حمض قوي.

← المحاليل المنظمة لها (PH) خاص بها،
أي أن لكل محلول منظم PH خاص به.



* تطبيقًا
← عمل المحاليل المنظمة:

قاعدة

$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

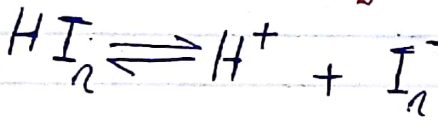
$CH_3COONa \rightleftharpoons CH_3COO^- + Na^+$

أملاحها

$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$

$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$

$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$



س: إشرح عمل المحلول (حمض الخليك + خلات الصوديوم) عند إضافة قليل من حمض HCl و NaOH ؟!

$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

$HAC \rightleftharpoons H^+ + AC^-$

$$K_a = \frac{[H]^+[AC]^-}{[HAC]}.$$

$\therefore [H^+][AC^-] = K_a[HAC]$

$$[H]^+ = \frac{[K_a][HAC]}{[AC^-]}.$$

بالضرب في $(-\log H)$

$$-\log [H]^+ = -\log K_a + (-\log \frac{\text{الحمض}}{\text{الملح}}).$$

$$\therefore pH = pK_a + \log (\frac{\text{الملح}}{\text{الحمض}}).$$

بالمثل

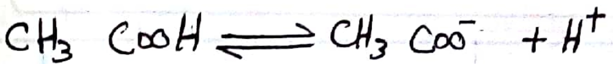
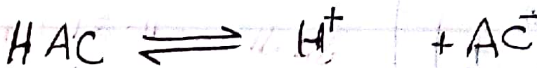
$$pOH = pK_B + \log (\frac{\text{الملح}}{\text{القاعدة}}).$$

القدرة التنظيمية للمحلول ← معادلة ((Henderson ~ Hassel))

$$(\log \frac{\text{الملح}}{\text{الحمض}}) = zero$$

- أقصى قدرة تنظيمية للمحلول = صفر

* السعة التنظيمية للمحلول المنظم :-

$\frac{dB}{dpH}$

dB → عدد الجرامات المكافئة من القلوى لكل لتر من المحلول المنظم.

dpH → الأس الهيدروجيني للمحلول المنظم

or

$\frac{dB}{dpOH}$

dB → عدد الجرامات المكافئة من الحمض لكل لتر من المحلول المنظم

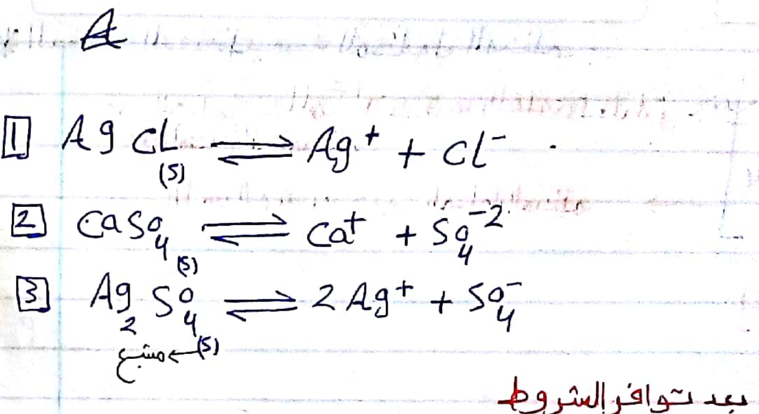
س: عرف المحلول المنظم ؟ واشرح عملة . مع إيضاح أقصى قدرة تنظيمية للمحلول المنظم .

* حاصل الإذابة : لأى إلكتروليت ضعيف شحيح الذوبان في الماء فإن حاصل ضرب تركيز الأيونات مرفوع لأس يساوى عددها في محلول مشبع يساوى (=) مقدار ثابت عند ثبوت درجة الحرارة . و يطلق عليه حاصل الإذابة .

س: متى ~~يطلق~~ يطبق قانون حاصل الإذابة ؟

ج: ① محلول مشبع
② ثبوت درجة الحرارة
③ الكتروليت شحيح الذوبان .
④ ان يكون التفاعل انعكاسي .

←أمثلة:



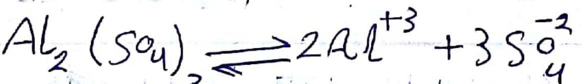
1. $AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$
2. $CaSO_{4(s)} \rightleftharpoons Ca^+ + SO_4^{-2}$
3. $Ag_2SO_{4(s)} \rightleftharpoons 2Ag^+ + SO_4^-$ (s) ← مشبع

بعد توافر الشروط

$\therefore K_{sp}$ $K_c = \frac{[Ag^+][Cl^-]}{[AgCl]}$

$K_c [AgCl] = ([Ag^+][Cl^-])$ → K_{sp}

$K_{sp} = [Ag^+][Cl^-]$ #



$Al_2(SO_4)_3 \rightleftharpoons 2Al^{+3} + 3SO_4^{-2}$

$K_{sp} = [2Al^{+3}]^2 [3SO_4^{-2}]^3$ ← IP الحاصل الأيوني

$K_{sp} > IP$ * محلول غير مشبع (لا يحدث ترسيب)

$K_{sp} < IP$ * محلول فوق مشبع (يحدث ترسيب).

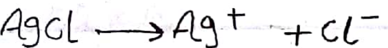
$K_{sp} = IP$ * محلول مشبع

IP: حيث الحاصل الأيوني للماء

↲ هو المحلول الذى إذا أضيف إليها بلورة من المادة المذابة تترسب فى الحال.

---

*سؤال مستويات عليا 🙂 :-



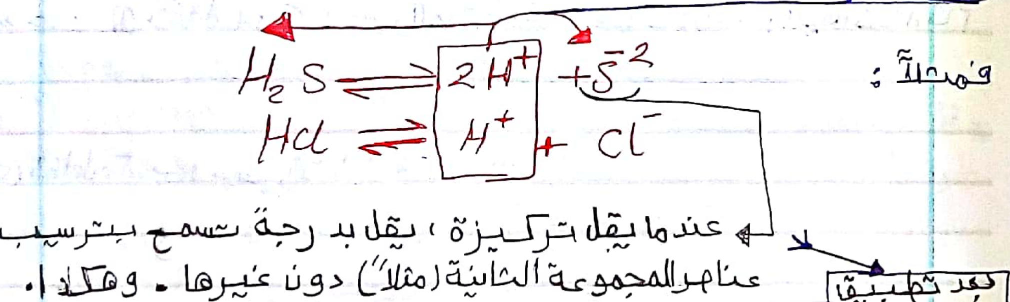
$AgCl \longrightarrow Ag^+ + Cl^-$

أوجد: K_{sp}.

الحل: لا يمكن حساب K_{sp}. لأن التفاعل غير انعكاسى.

*تطبيقات على حاصل الإذابة:

فمثلاً:



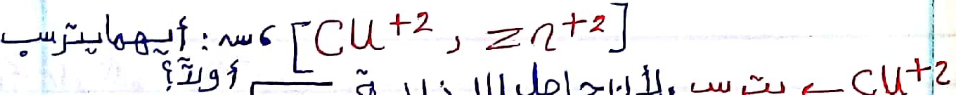
$H_2S \rightleftharpoons 2H^+ + S^{-2}$

$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$

عندما يقل تركيزه، يقل درجة تسمح بترسيب عناصر المجموعة الثانية (مثلاً) دون غيرها. وهكذا.

بعد تطبيق قاعدة لوشاتيلية

س: أيهما يترسب أولاً؟ $[Cu^{+2}, Zn^{+2}]$



Cu^{+2} ← يترسب. لأن حاصل الإذابة له أقل من حاصل الإذابة لـ Zn^{+2}.

* الأيون المشترك:-

① تقليل درجة تأين الاحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة.

② يساعد على ترسيب أملاح ~~صعب~~ شحيحة الذوبان.

س: وضح أهمية حاصل الإذابة؟ وتأثير الأيون المشترك فى فى الكيمياء العضوية؟

* محاضرة تمهيدية [كانا من المفترض ان تكون فى البداية]: (معلومات سابقة):-

* الإتزان الكيميائى:



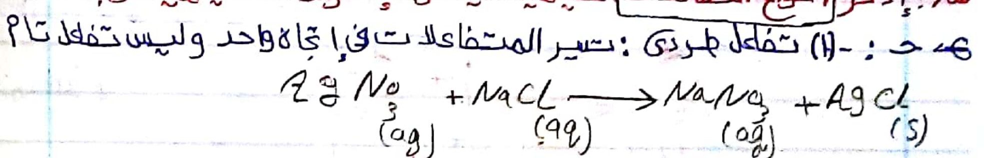
$A + B \longrightarrow C + D$

متفاعلات — نواتج

* تميل عملية التفاعل دائماً إلى حالة الإتزان فى خلال توافر شروط معينة

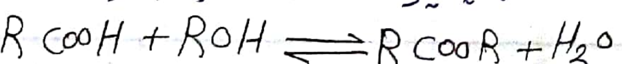
س: إذكر أنواع التفاعلات الكيميائية فى الإتزان الكيميائى؟

ج: -(1) تفاعل طردى: تسير المتفاعلات فى إتجاه واحد وليس تفاعل تام

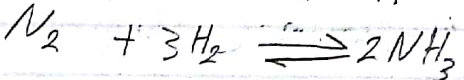


$AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \longrightarrow NaNO_{3(aq)} + AgCl_{(s)}$

(2) تفاعل عكسى: يسير التفاعل فى كلا الإتجاهين.



$RCOOH + ROH \rightleftharpoons RCOOR + H_2O$



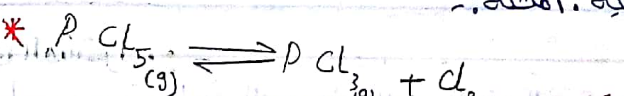
$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$



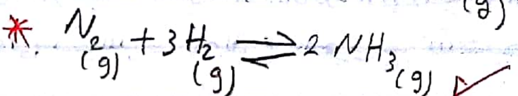
$CH_4 + 2O_2 \rightleftharpoons CO_2 + 2H_2O$

• أنواع الإتزان الكيميائى:-

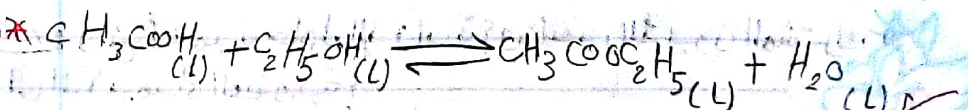
(1) إتزان متجانس: تكون فى هذا النوع المواد المتفاعلة والمواد الناتجة من نفس الحالة الفيزيائية. أمثلة:-



* $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$ ✓

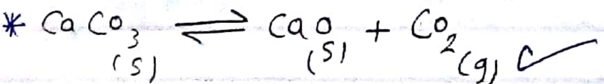


* $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ ✓



* $CH_3COOH_{(l)} + C_2H_5OH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5(l)} + H_2O_{(l)}$ ✓

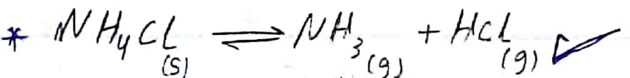
(2) الإتزان الغير متجانس: وهو أن يكون المواد بعضها أو كلها مختلفة عن بعضها فى الحالة الفيزيائية. أمثلة:-



* $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$ ✓



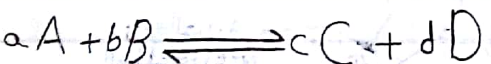
* $H_{2(g)} + I_{2(s)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ ✓



* $NH_4Cl_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$ ✓

---

* قانون فعل الكتلة: عند ثبوت درجة الحرارة فإن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز المتفاعلات مرفوع لأس أيوناتها.



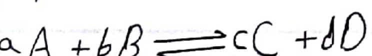
$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$R = \frac{-d[A]}{dt} = + \frac{d[C]}{dt}$$

$R \propto [A]^a [B]^b$ ⟹ ((قانون فعل الكتلة))

$R = k_r [A]^a [B]^b$

(k_r ← ثابت السرعة)



$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$R_F = k_F [A]^a [B]^b$	$R_r = k_r [C]^c [D]^d$

وعند حالة الإتزان يتساوى ثوابت الإتزان

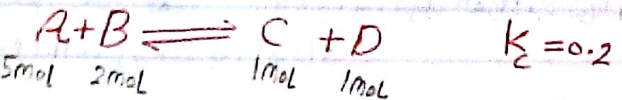
$R_F = R_r$

$k_F [A]^a [B]^b = k_r [C]^c [D]^d$

$$\frac{k_F}{k_r} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_c$$

ثابت الإتزان وهذه النسبة بين التفاعل الطردى والعكسى

← لمعرفة تحديد التفاعل طردي أم عكسي :-



$$A + B \rightleftharpoons C + D \qquad K_c = 0.2$$

5mol 2mol 1mol 1mol

$$Q_c = \frac{1 \times 1}{5 \times 2} = 0.1$$

$\because K_c > Q_c$ ∴ التفاعل يسير في الإتجاه الطردي

أما لو

$Q_c > K_c \longrightarrow$ تفاعل عكسي

سؤال المحاضرة: إذكر العلاقة بين K_p ، K_c ثابتي الضغط والتركيز ؟!

ج: من القانون العام للغازات :

$$PV = nRT$$

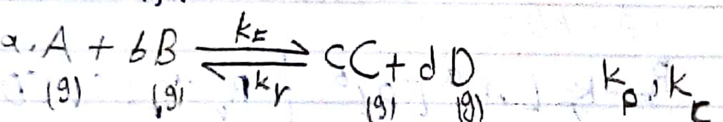
P ← الضغط ، V ← الحجم ، n ← عدد المولات ، R ← الثابت العام للغازات ، T ← درجة الحرارة المطلقة (أي على مقياس كلفن).

$$P = \frac{n}{V} RT$$

حيث $\frac{n}{V} = C$ ← التركيز

، $T = constant$ عند ثبوت درجة الحرارة

$$\therefore P = CRT$$



$$aA_{(g)} + bB_{(g)} \underset{K_r}{\overset{K_f}{\rightleftharpoons}} cC_{(g)} + dD_{(g)} \qquad K_p , K_c$$

$$\therefore K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b} = \frac{C_C^c (RT)^c \cdot C_D^d (RT)^d}{C_A^a (RT)^a \cdot C_B^b (RT)^b}$$

$$= \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b} \frac{(RT)^{(c+d)}}{(RT)^{(a+b)}}$$

$$K_P = K_c = (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

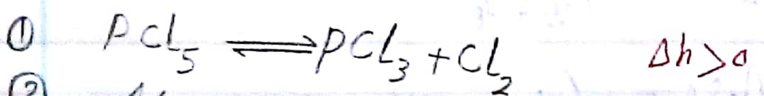
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

← الصورة العامة للعلاقة :-

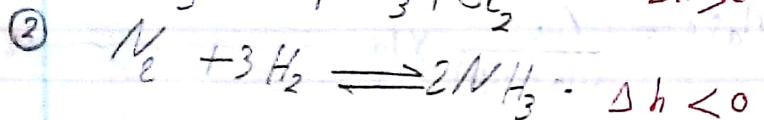
$$\Delta n = (c+d) - (a+b)$$

«الفرق بين أسس النواتج والمتفاعلات»

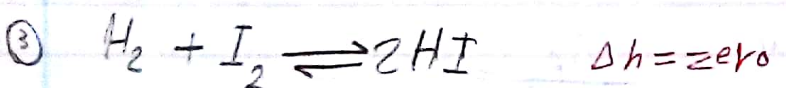
← يوجد ثلاث حالات لـ Δn



① $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2 \qquad \Delta n > 0$



② $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 \qquad \Delta n < 0$



③ $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI \qquad \Delta n = zero$

المحاضرة الرابعة (٤) :-

- المخلوط : مخلوط متجانس من مكونين أو أكثر .

* نسبة أعلى ← مذيب
* نسبة أقل ← مذاب

← لا يحدث تفاعل بين المذيب والمذاب ، ولا يمكن فصلهم بالترشيح

1- أنواع المحاليل :-

- المذيب ← غاز / سائل / صلب

- مذاب ← غاز / سائل / صلب

* طرق التعبير عن تركيز المحاليل :-
مذاب (A) ، مذيب (B)

نسبة وزنية ← $W_A\% = \frac{W_A}{(W_A + W_B)} \times 100 = \sim\sim\sim \%$

نسبة حجمية ← $V_A\% = \frac{V_A}{(V_A + V_B)} \times 100 = \sim\sim\sim \%$

نسبة عدد المولات المذابة ← $n_a\% = \frac{n_a}{(n_a + n_B)} \times 100 = \sim\sim\sim \%$

كسر جزيئي مولي ← $X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \sim\sim\sim .$

$(X_A + X_B = 1$ ، $X_B = 1 - X_A)$

مولارية (capital) ← $M = \frac{n_a}{V(L)}$ (V باللتر)

مولالية ← $m = \frac{n_a}{W_B / 1000} = \sim\sim\sim mol \cdot kg^{-1}$ (m)
(W_B بـ g) ← ذائبة في kg مول من المذيب

العيارية ← $(N) = \frac{\text{عدد الجرامات المكافئة من المادة المذابة (A)}}{V(L)}$ (V باللتر)

(جزء من المليون) $PP_m = \frac{\text{عدد المليجرامات من المادة المذابة (A)}}{V(L)} = \sim\sim\sim PP_m$

← الذوبانية : عبارة عن تركيز المادة المذابة في حجم (وزن معين) من المذيب .

العناصر

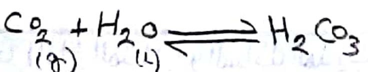
1. ذوبانية الغازات في السوائل .
2. امتزاج السوائل تامة الإمتزاج (إيثانول في الماء، محلول") .
3. ذوبانية الصلب في السائل . ← للمحاضرة القادمة .

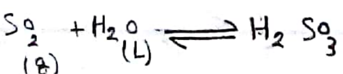
★ ذوبانية الغازات في السوائل :- (O_2 في الماء)

س : ما هي العوامل التي يتوقف عليها ذوبانية الغازات في السوائل ؟
ج : (1) طبيعة الغاز المذاب والسائل المذيب .
(2) درجة الحرارة (+) . (3) ضغط الغاز (P)

* طبيعة الغاز المذاب والسائل المذيب : يعتمد على ← سهولة التفاعل بينهما . / سهولة إسالة الغاز .

أمثلة :-


$CO_{2(g)} + H_2O_{(L)} \rightleftharpoons H_2CO_3$


$SO_{2(g)} + H_2O_{(L)} \rightleftharpoons H_2SO_3$

* درجة الحرارة :- $(CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3)$ ($\Delta H = -$)

- يذوب الغاز بخفض درجة الحرارة (علل) لأنه وفقاً لقاعدة لوشاتيلية فإن ذوبانية الغاز في السوائل تقل بخفض درجة الحرارة لأن معظم هذه التفاعلات طاردة للحرارة.

- ملحوظة: عند رفع درجة حرارة الغاز ← يؤدى إلى زيادة في الطاقة الحركية وبالتالى تتغلب على قوة الجذب بين الجزيئات والجزيئات المجاورة لها، مما يؤدى إلى هروب الجزيئات من السطح في شكل جزيئات غاز.

* ضغط الغاز (P) :-

س: عرف قانون هنرى؟

ج: مع زيادة الضغط للغاز يؤدى إلى زيادة قوة الجذب بين جزيئات الغاز والسائل.

- وهنا وجد هنرى ان :-
- عند ثبوت (T)

$$\frac{X}{m} \propto P$$

X ← كمية معينة من الغاز المذاب
m ← كمية معينة من السائل المذيب
P ← ضغط

اى انه: تتناسب كمية معينة من المذاب على كمية معينة من المذيب تناسب طردى مع الضغط

بوضع $M = \frac{X}{m}$ ، $\frac{X}{m} \propto P$

$\therefore$ $M = KP$

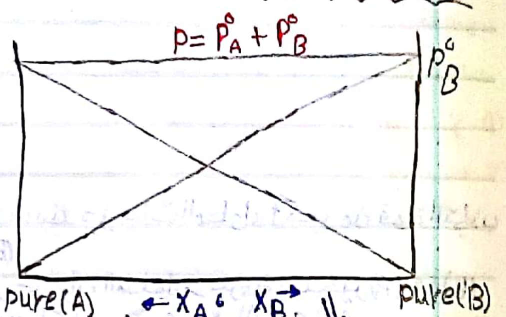
K ← ثابت هنرى

س: متى يطبق قانون هنرى؟

ج: ① عند درجات حرارة عالية، (اى يطبق على غاز مثالى).
أو ضغوط منخفضة
② عدم حدوث تفاعل كيميائى بين الغاز المذاب والسائل المذيب.

- امتزاج السوائل في السوائل :-
  - تامة الامتزاج ← إيثانول مع الماء،
  - محدودة " ← فينول مع الماء،
  - غير تامة الامتزاج ← زيت مع الماء

- امتزاج السوائل تامة الامتزاج :- # هام جداً => مواضع امتحانات.



- سرعة تبخير جزيئات المحلول = سرعة تبخير جزيئات (A) أو (B).
- قوة التجاذب بين جزيئات المحلول = قوة التجاذب بين جزيئات (A) أو (B).
- $P = P_A + P_B$
- ضغط البخارى الكلى = ضغط (A) و (B)

← محلول مثالى : اى يخضع (لقانون راولد) والذى ينص على أنه عند ثبوت (T) فإن الضغط البخارى لسائل قابل للتطاير يتناسب مع X.A

$P_A \propto X_A$ ← كسر مولى

$P_B \propto X_B$

$P_A = P_A^o X_A$

← ضغط بخارى في الحالة النقية

$P_B = P_B^o X_B$

$\therefore P = P_A + P_B = P_A X_A + P_B X_B$

المحاضرة الخامسة :-

* محاليل الصلب في السوائل :-

← الخواص المجمعة للمحاليل :-
1) الإنخفاض في الضغط البخاري
2) " في درجة التجمد .
3) الإرتفاع في درجة الغليان .
4) الخاصية الأسموزية

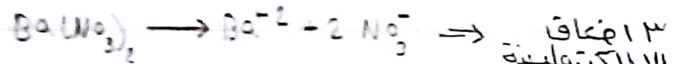
← عند إذابة 1 مول من جلوكوز مثلاً (كمادة لا إلكتروليتية) يذوب في الماء ويعطي (4) خواص :-

(1) ضغط بخاري يقل عن المذيب النقي
(2) درجة تجمد أقل من المذيب النقي
(3) درجة غليان تزيد
(4) إكتساب خاصية أسموزية

، أي ← تعتمد على تركيز المادة المذابة ، وليس على طبيعتها .



$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}$



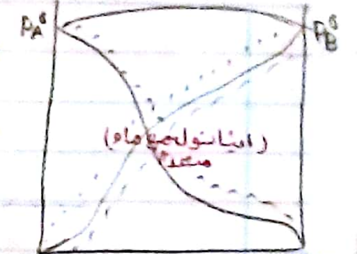
$Ba(NO_3)_2 \rightarrow Ba^{+2} + 2NO_3^{-}$ ⇒ 3 أضعاف للإلكتروليتية

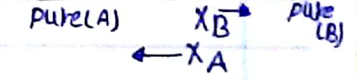
← التغير في الوزن الجزيئي على NaCl ، Na

، ملحوظة : التغير في المادة الإلكتروليتية = ضعف اللاإلكتروليتية

* الإنخفاض في الضغط البخاري :-
• لو أخذنا كمية من مادة صلبة غير متطايرة ، وتم إذابتها في ماء
∴ ينخفض الضغط البخاري عن المذيب .
، عند تخفيف تخفيفاً بشدة
∴ نستخدم قانون راؤولت

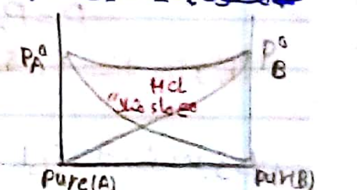
← محلول يحيد حيود موجب .

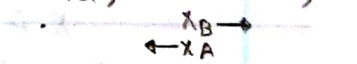




▲ قوة التجاذب بين جزيئات المحلول أقل من قوة التجاذب بين (A) أو (B) .
• سرعة تبخير جزيئات المحلول > سرعة تبخير (A) أو (B)
• ضغط بخاري كلي > ضغط (A) و (B)
• $P > P_A + P_B$

← محلول يحيد حيود سالب





• قوة التجاذب بين جزيئات المحلول أكبر من قوة التجاذب بين (A) أو (B)
• سرعة تبخير جزيئات المحلول < سرعة تبخير (A) أو (B) .
• الضغط البخاري الكلي < ضغط (A) و (B)
• $P < P_A + P_B$

س : علل : قانون راؤولت لا يطبق على الأمثلة السابقة ؟
ج : لأنه لا يطبق إلا على المحلول المثالي (الغاز المثالي) .

سؤال المحاضرة : قارن بين قانون هنري وقانون راؤولت ؟

The end of lecture
※ نهاية المحاضرة
2018

$P \propto X_A$, $P = P^\circ X_A$

$X_B + X_A = 1$

$P = P^\circ (1 - X_B)$

$P = P^\circ - P^\circ X_B$

$P^\circ - P = P^\circ X_B$

$$\frac{P^\circ - P}{P_0} = X_B$$

اى انه يعتمد على التركيز وليس طبيعة المادة المذابة.

$$\frac{\Delta P}{P^\circ} = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

يمكن اهمالها ... مذاب ... بكميات

$$\frac{\Delta P}{P^\circ} = \frac{n_B}{n_A} = \frac{W_B \times M_A}{M_B \times W_A}$$

الإنخفاض فى درجة التجمد :-

$\Delta t_F = t_F^\circ - t_F$

V.P — مذيب — محلول — 1atm — Δt_F — t_F — t_F° — T

V.P — مذيب — محلول — 1atm — Δt_b — t_b° — t_b — T

$\Delta t_b = t_b - t_b^\circ$

لاحظ

t_F° ← مذيب نقى

$\Delta t_F \propto m$ مولالية

لا اى انها تعتمد على المولالية (التركيز)

$\Delta t_F = K_F \; m$ ثابت

$$\Delta t_F = K_F \frac{n_B}{W_A / 1000}$$

$$\Delta t_F = K_F \cdot \frac{W_B \times 1000}{M_B \, W_A}$$

$$\therefore M_B = K_F \frac{W_B \times 1000}{W_A \cdot \Delta t_F}$$ mol/g

وزن جزيئى للمذاب

درجة غليان : درجة الحرارة التى يتساوى عندها الضغط البخارى للمحلول مع الضغط الجوى 1atm .

$\Delta t_b = t_b - t_b^\circ$

$\Delta t_b \propto m$ ← مولالية

$\Delta t_b = K_b \; m$

ثابت الغليان مولالى

$K_b = \ldots \; C^\circ/m$

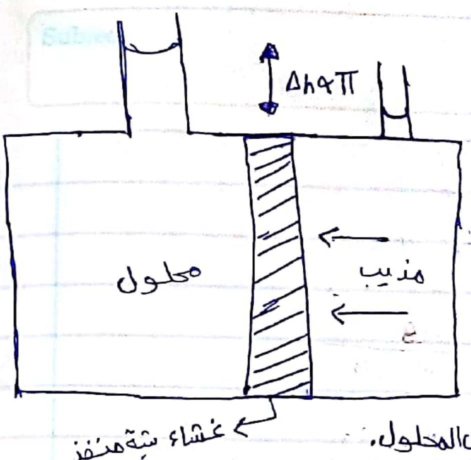
$$\Delta t_b = K_b \frac{n_B}{W_A / 1000}$$

$$\Delta t_b = K_b \frac{W_B \times 1000}{M_B \times W_A}$$

وزن جزيئى للمذاب

$$M_B = K_b \frac{W_B \times 1000}{W_A \cdot \Delta t_b}$$ —— mol/g

6. الخاصية الأسموزية:-



* تنتقل من مذيب ← محلول ولا يحدث العكس ابداً .
← يحدث انتقال الى ان يتساوى التركيز، مما يولد ضغط اسموزى ، و يعتمد على الفرق فى الإرتفاع بين المحلول.

مولارية ← $\pi \propto M$ ← ضغط اسموزى (رمز)

$\pi = KM$; $K \propto T$

$\therefore K = RT$

$\pi = M \cdot RT$

$M = \frac{n}{V}$ ← قانون سابق

$\therefore \pi = \frac{n}{V} RT$

$\pi V = nRT$ معادلة (Van't Hoff) فانت هوف

• المحاضرة السادسة:-

العناصر:-

- الخواص
- الكتلة، الحجم، الضغط، الحرارة
- قوانين الغاز المثالى .

ملحوظة : المسافات البينية عكس قوة التجاذب . (ق).

• الغازات تتميز ← سهولة الإنتشار .
← تستخدم فى التنفس، الوقود..... .

الخواص:-

★ الكتلة : مقدار ما يحتويه الجسم من مادة .

$$\text{مول} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة الجزيئية}} = \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن الجزيئى}}$$

★ الحجم : كل ما يشغله الجسم من حيز فى الفراغ.

$100\,dm^3 = 10^6\,dcm^3$

$1\,m^3 = 1000\,L = 10^6\,mL$

$\therefore 1\,dm^3 = 10^3\,cm^3 = 10^3\,mL$ ← ديسى متر مكعب

★ الضغط : القوة المؤثرة عمودياً على وحدة المساحات

$$P = \frac{F}{A} = \frac{ma}{A} = \frac{\rho V g}{A} = \rho l g$$

← عجلة الجاذبية

$1\,atm = 76\,cm \cdot Hg$
$= 760\,mmHg$
$= 760\,torr$
$= 1.013\,bar$
$= 1.013 \times 10^5\,pascal\,(N/m^2)$
$\therefore 1\,bar = 10^5\,pascal$

• ملحوظة: الضغط خاصية تحدد اتجاه سريان الكتلة ، من ضغط عالى ← الى ← ضغط أقل

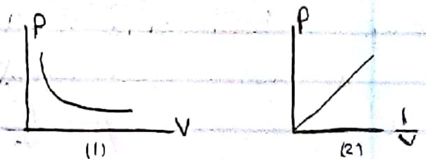
★ درجة الحرارة

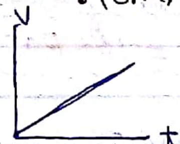
$$K = \mathring{C} + 273$$
$$\mathring{C} = \frac{5}{9}(\mathring{F} - 32)$$
$$\mathring{F} = 1.8\mathring{C} + 32$$

★ قوانين الغاز المثالي :-

* قانون بويل (Boyle's Law):

$$t = constant$$
$$V \propto \frac{1}{P}$$
$$PV = constant$$
$$P_1V_1 = P_2V_2 = \ldots = P_nV_n$$
$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

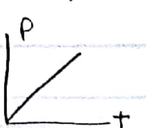




شكل (1) ، (2) ، (3) : طرق التعبير بالرسم البياني عن العلاقة بين الضغط والحجم عند ثبوت درجة الحرارة.

* قانون شارل (Charle's Law):

$$P = constant$$
$$V \propto t \quad , V = t \times \text{ثابت}$$
$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{t_1}{t_2}$$



* قانون أموننتون :- (Amonton's Law)

$$V = constant$$
$$P \propto t$$
$$P = t \times constant$$
$$\therefore \frac{P_1}{P_2} = \frac{t_1}{t_2}$$

P
t

• مبدأ أفوجادرو: الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي على نفس العدد من الجزيئات أو المولات أو الذرات عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة.

* مبدأ أفوجادرو ⟸ (Avogadro's Principle)

$$t = constant$$
$$P = constant$$
← شروط

$$\therefore V \propto n \qquad \therefore V = n \times \text{ثابت}$$

$$\therefore \boxed{\frac{V_1}{V_2} = \frac{n_1}{n_2}}$$

• القانون العام للغاز المثالي :-

$$PV \propto nt$$

$$\boxed{PV = nRT}$$ ← معادلة الحالة.

تنبيه: لو طلب منك استنتاج القانون العام للغاز ← نستنبط كلاً من قانون شارل وبويل وأمونتون على حدى، ونكتب العلاقات بينهم (طردى أو عكسى) #



* قانون دالتون للضغوط الجزيئية: عند ثبوت (t) فإن الضغط الكلي للخليط من الغازات المختلفة يساوي مجموع الضغوط الجزيئية لهذه الغازات بشرط عدم تفاعلها مع بعضها البعض، وبشرط أن الحجم الذي يشغله الخليط هو نفس الحجم الذي يشغله كل غاز على حدى.

$$\because PV = nRt \qquad \therefore P = \frac{nRt}{V}$$

$$P = P_A + P_B + P_C + \ldots$$
$$= \frac{n_aRt}{V} + \frac{n_BRt}{V} + \frac{n_CRt}{V}$$

~~حيث t, V, R ثوابت~~

حيث : t, V, R ← ثوابت

$$\therefore = \frac{Rt}{V}(n_a + n_b + n_c)$$

$$\therefore P = \frac{NRt}{V}$$

$$\frac{P_A}{P} = \frac{n_A RT/V}{NRT/V} = \frac{n_A}{N} = X_A$$

$$\therefore P_A = X_A P$$

$$\therefore P_i = X_i \, P$$

الضغط الجزئي ← P_i ، كسر مولي ← X_i

* قانون جراهام (انتشار الغازات): عند ثبوت الضغط ودرجة الحرارة فإن سرعة إنتشار غاز تتناسب عكسي مع الجذر التربيعي لكثافة الغاز أو الجذر التربيعي للكتلة الجزيئية.

$t = constant$ ، $P = constant$

$r \propto \frac{1}{\sqrt{d}}$ (سرعة r ، كثافة d)

or: $r \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$ (كتلة جزيئية ← M)

$$r = \frac{V}{A\,t} = \frac{l}{t}$$

$l = \frac{V}{A}$ ← مسافة

$$\therefore \frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} \quad or \quad \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

س: أيهما أسرع إنتشاراً H_2 أم O_2؟

ج: H ← هو الأسرع إنتشاراً ، لأن كتلته اقل.

$$\frac{r_{H_2}}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{32}{2}} = \sqrt{16} = 4 = \frac{4}{1}$$

(32 ، 2) ثوابت. (32 ← O_2 ، 2 ← H_2)

س: ما أهمية قانون جراهام؟

ج: فصل النظائر عن بعضها من خلال الكتلة أو الكثافة.

← قيمة (R): (الثابت العام للغازات):-

$PV = nRT$ ← معادلة الحالة

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{\frac{F}{A} \cdot \frac{L}{V}}{nT} = \frac{FL}{nT}$$

$$= \frac{1\,atm \cdot 22.4\,L}{1\,mol \cdot 273\,K} = 8.314$$

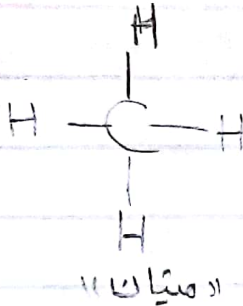
← أغلب القوانين والإستنتاجات مكررة أيضاً بمادة الحرارة والديناميكا الحرارية.

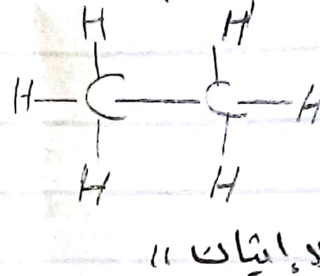
نهاية المحاضرة.

تلخيص العضوية

• الألكانات : ص٨٦ (بالكتاب) :-

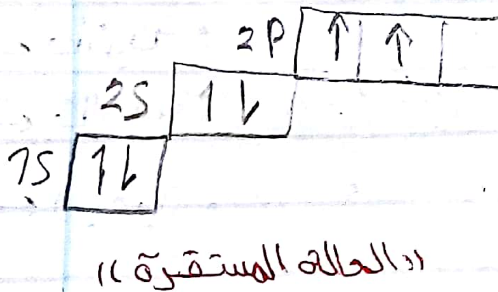
• الألكانات:
- أبسط عائلات المركبات العضوية
- تتكون من عنصرين فقط H , C .
- غير نشطة كيميائياً . [لصعوبة كسرها] .
- تتكون من روابط تساهمية أحادية (سيجما) σ بين ذرات الكربون وبعضها .



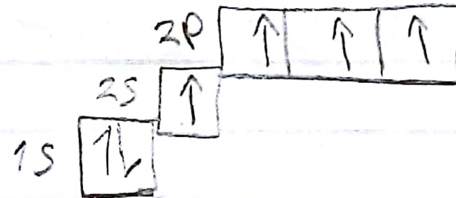


«ميثان» «إيثان»

* التوزيع الإلكتروني لذرة الكربون (C_6) :-



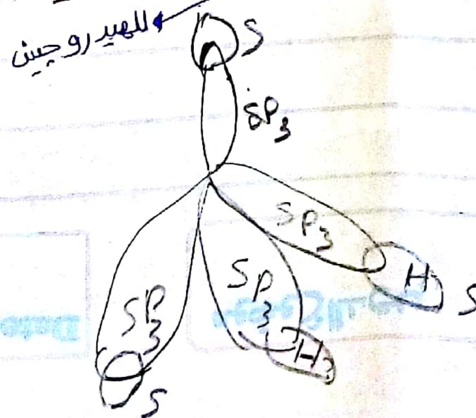
«الحالة المستقرة»



«الحالة المثارة»

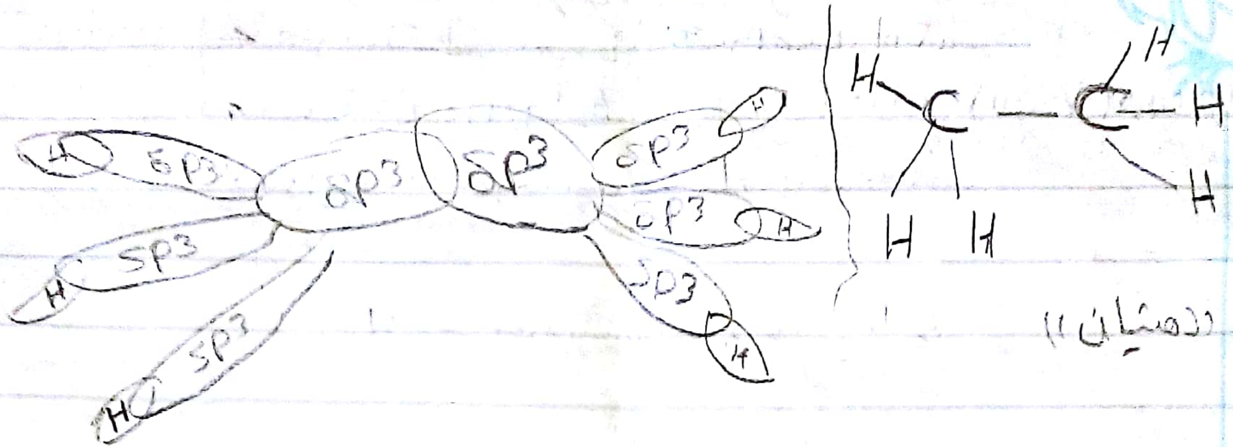
س : إشرح كيفية تكوين غاز الميثان ، الإيثان ؟ (لا sp^3)

جـ • أولاً: فى حالة الميثان: يحدث تداخل بين أوربيتالات (2S) و (2P) لتكوين أربعة أوربيتالات مهجنة متشابهة فى الشكل تتجه فى الفراغ تجاه أركان هرم رباعى منتظم ، ثم يحدث تداخل بين (sp^3) و (1S) للهيدروجين لتكوين الروابط الأحادية





ثانياً: فى حالة الميثان: يحدث تداخل بين احد الاوربيتالات الاربعة (sp^3) الخاصة بالكربون مع احد اوربيتالات (sp^3) الخاص بذرة الكربون الأخرى.



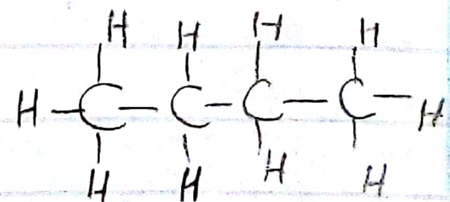
• انواع ذرات الكربون فى الالكانات:-

- اولية: تتصل بذرة كربون واحدة أو لا تتصل بذرات كربون على الاطلاق.
- ثانوية: " بذرتى " .
- ثالثية: " بـ ٣ ذرات " .
- رباعية: " بـ ٤ " " " .

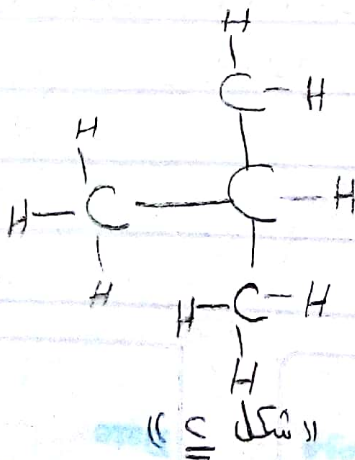
• الألكانات ← لها خاصية المشابهة الجزيئية ← «الأيزومريزم»

• الأيزوميرزم: عنصران لهم نفس الصيغة الجزيئية، مع الإختلاف فى الصيغة البنائية.

مثال: البيوتان



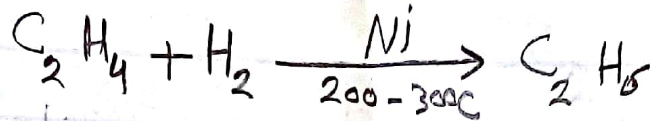
«شكل ١»



«شكل ٢»

• طرق تحضير الألكانات :-

أولاً: الهدرجة :- تنتج عن طريق هدرجة الألكينات والألكاينات في وجود (Ni) محفزاً :- ((هدرجة الكين ← الكان))

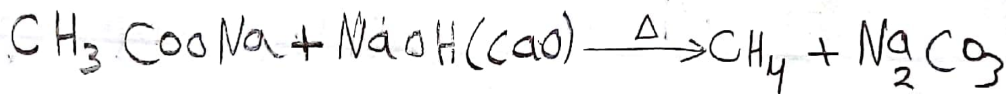


$$C_2H_4 + H_2 \xrightarrow[200-300C]{Ni} C_2H_6$$



$$C_2H_2 + 2H \longrightarrow C_2H_6$$

ثانياً: من الأحماض العضوية: (تسخين مع جير الصودا) :-



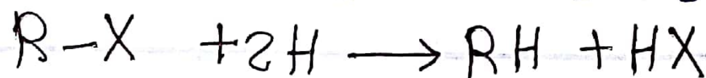
$$CH_3COONa + NaOH(CaO) \xrightarrow{\Delta} CH_4 + Na_2CO_3$$



$$C_2H_5COONa + NaOH(CaO) \xrightarrow{\Delta} C_2H_6 + Na_2CO_3$$

، ويسمى هذا التفاعل (بإزالة مجموعة ~~الهيدروكسيل~~ الكربوكسيل)

ثالثاً: اختزال هاليدات الألكيل :-



$$R-X + 2H \longrightarrow RH + HX$$



$$CH_3-I + 2H \longrightarrow CH_4 + HI$$

رابعاً: اختزال الكحولات، الألدهيدات، الكيتونات، الأحماض الكربوكسيلية:

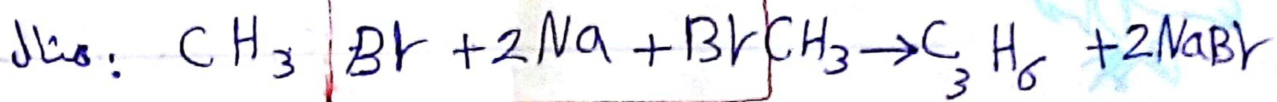
، حيث يستخدم حمض الهيدروبيك كعامل مختزل في وجود الفوسفور.

(التفاعلات بالكتاب ص 91) ← مهمة.

خامساً: تفاعل فورتز:



$$2RX + 2Na \xrightarrow{\text{ايثير}} R-R + 2NaX$$



مثال: $CH_3Br + 2Na + BrCH_3 \rightarrow C_3H_6 + 2NaBr$

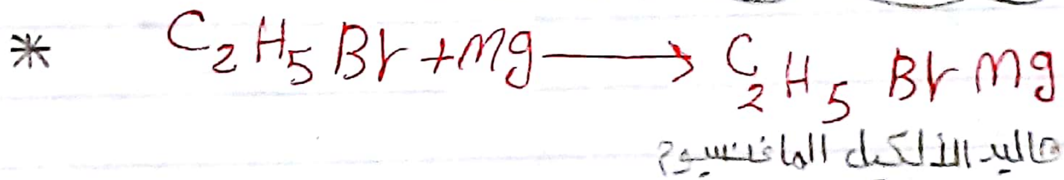
سادساً: من مركبات جرينيارد ($RMgX$) :-

هاليد الألكيل الماغنسيوم

لـ هذا التفاعل على مرحلتين (تحضير ثم تحلل الماء)



$$R-X + Mg \rightarrow R-MgX$$

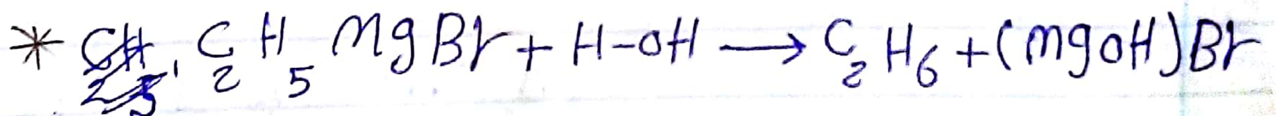


$$* \quad C_2H_5Br + Mg \rightarrow C_2H_5BrMg$$

هاليد الألكيل الماغنسيوم



$$R-MgX + H-OH \rightarrow RH^+ (MgOH)X$$

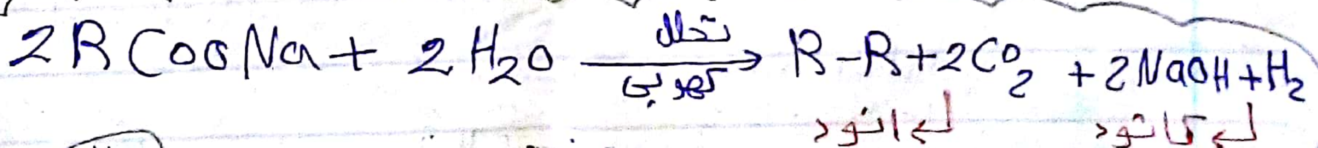


$$* \quad C_2H_5MgBr + H-OH \rightarrow C_2H_6 + (MgOH)Br$$

سابعاً: تحضير (تخليقاً) كولب :-

لـ = التحليل الكهربي

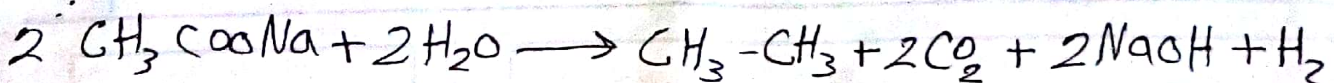
حفظ



$$2RCOONa + 2H_2O \xrightarrow[\text{كهربي}]{\text{تحلل}} R-R + 2CO_2 + 2NaOH + H_2$$

لـ أنود   لـ كاثود

مثال



$$2CH_3COONa + 2H_2O \rightarrow CH_3-CH_3 + 2CO_2 + 2NaOH + H_2$$

#

"الخواص الكيميائية للألكانات"

☆ ملحوظة هامة: الألكانات تدخل في نوعين فقط من التفاعلات:-

- الإستبدال.
- التفاعلات الحرارية والحفزية.

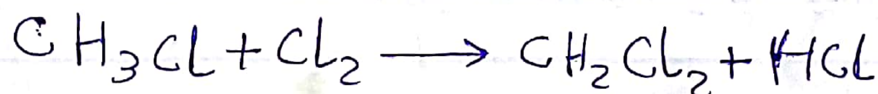


أولاً: تفاعلات الإستبدال: هي تفاعلات يتم فيها استبدال ذرة ~~الكربون~~ ذرة أو أكثر من ذرات الهيدروجين في الألكانات بذرة أخرى مثل: الكلور أو البروم، أو بمجموعات معينة مثل (NO_2) أو (HSO_3) ~~H~~ السلفونيك.

[1] الهلجنة: $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$

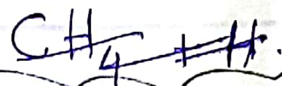


$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow CH_3Cl + HCl$$

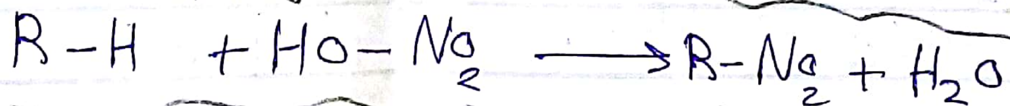


$$CH_3Cl + Cl_2 \longrightarrow CH_2Cl_2 + HCl$$

[2] النيترة:- (النترتة):-

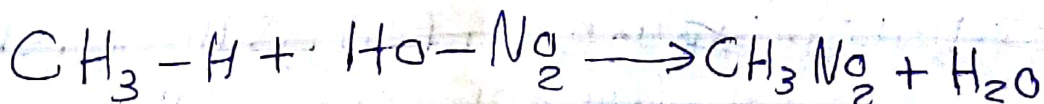


~~$CH_4 + H$~~



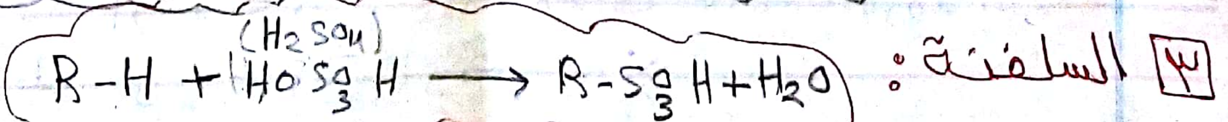
$$R-H + HO-NO_2 \longrightarrow R-NO_2 + H_2O$$

مثال



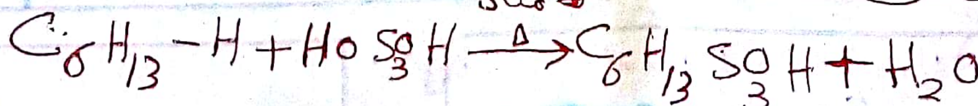
$$CH_3-H + HO-NO_2 \longrightarrow CH_3NO_2 + H_2O$$

[3] السلفنة:



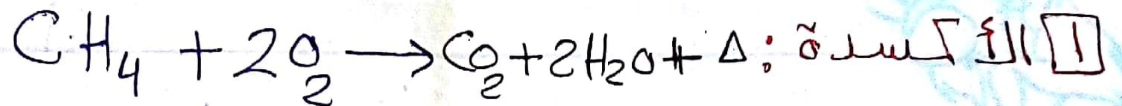
$$R-H + HOSO_3H \; (H_2SO_4) \longrightarrow R-SO_3H + H_2O$$

مثال



$$C_6H_{13}-H + HOSO_3H \xrightarrow{\Delta} C_6H_{13}SO_3H + H_2O$$

ثانياً: التفاعلات الحرارية والحفزية :-



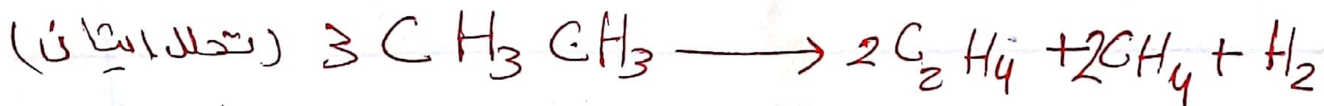
1 الأكسدة : $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + \Delta$

← يتولد عن هذا التفاعل خروج كمية كبيرة من الحرارة
، وتزداد كمية الحرارة كلما زاد الوزن الجزيئي للألكانات .

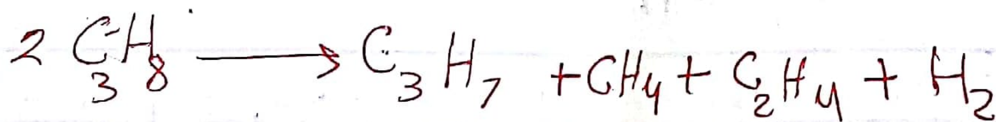
س: علل: استخدام الألكانات كوقود؟
ج: بسبب كمية الحرارة الكبيرة التي تنتج عند احتراقها .

2 التكسير الحراري (التحلل الحراري) :-

مثال: تحلل الإيثان ← يعطي ← ميثان وإيثيلين وهيدروجين .
مثال: " البروبان ← يعطي ← ميثان وبروبلين وإيثيلين وهيدروجين



(تحلل ايثان) $3CH_3CH_3 \rightarrow 2C_2H_4 + 2CH_4 + H_2$



$2C_3H_8 \rightarrow C_3H_7 + CH_4 + C_2H_4 + H_2$

6 أما الجزيئات الأكبر فتعطي خليط من مركبات أكثر تعقيداً (علل) حيث ان نواتجها الأولية لعملية التحلل الحراري يمكنها أن تدخل في عملية تكسير حراري مرة ثانية لتعطي جزيئات أصغر وهكذا .

نهاية الألكانات (البارافينات) C_nH_{2n+2}

2018